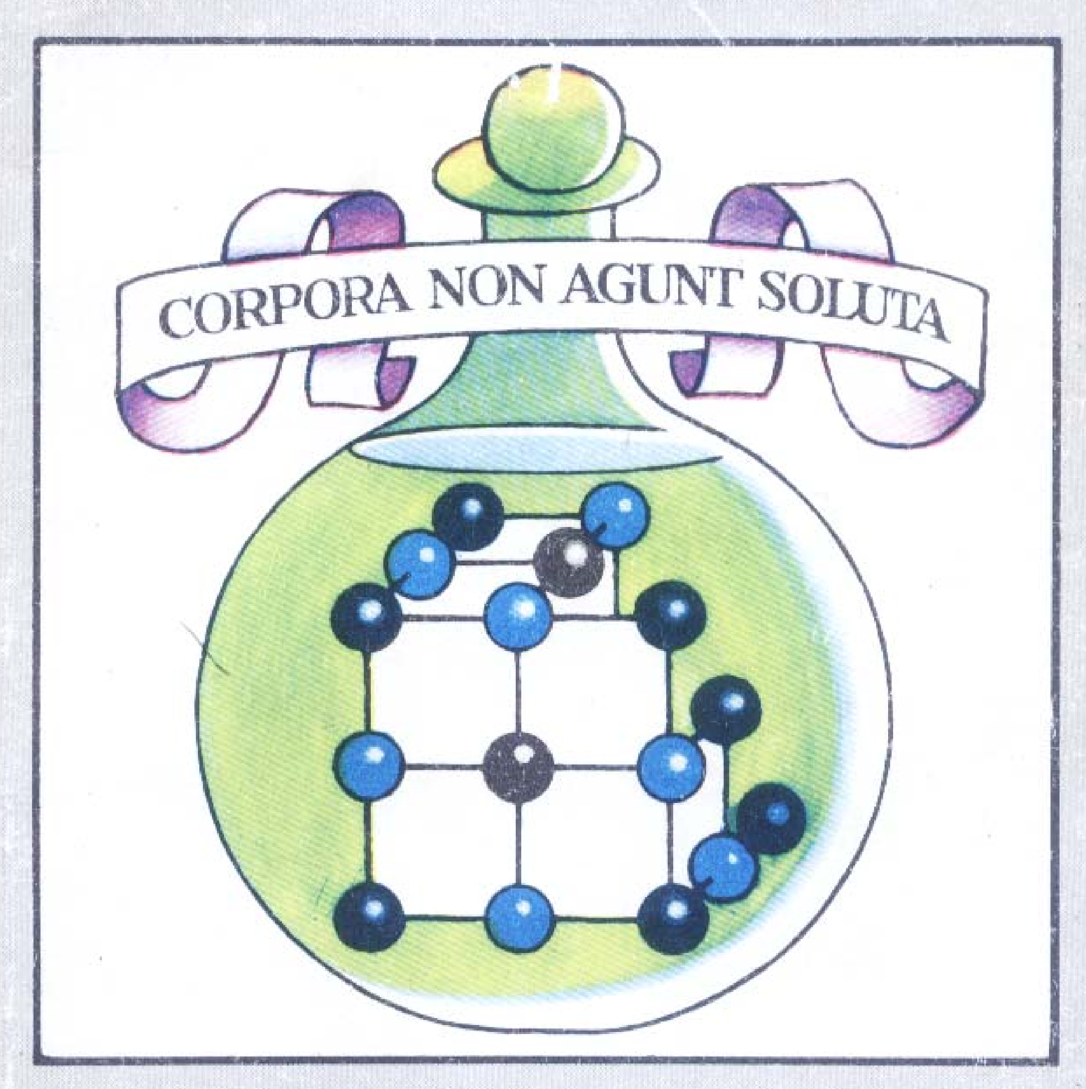


PROPIEDADES EXTRAORDINARIAS DE LAS SOLUCIONES CORRIENTES

Yu. Fiálkov



EDITORIAL MIR MOSCÚ



Yuri Yákovlevich Fiálkov es doctor en ciencias químicas, profesor. Nació en 1931, en el año 1954 se graduó en la Universidad de Kiev y desde aquel tiempo hasta hoy día trabaja en el Instituto Politécnico de esa ciudad, encabezando la cátedra de química física.

El círculo de sus intereses científicos son la química de las soluciones y la radioquímica . A estos problemas les ha dedicado más de 200 obras científicas, entre ellas, 4 monografías. Yu. Ya. Fiálkov es miembro de varios Consejos Científicos adjuntos a las Academias de Ciencias de la URSS y de la RSS de Ucrania. Al mismo tiempo Yu. Ya. Fiálkov es un buen popularizador de la ciencia química.


LOS
CIENTÍFICOS
A LOS
ESCOLARES

Ю. Я. Фиалков

Необычные свойства обычных растворов

Издательство «Педагогика»

Yu. Fiálkov

PROPIEDADES EXTRAORDINARIAS DE LAS SOLUCIONES CORRIENTES

EDITORIAL MIR MOSCÚ

Traducido del ruso por G. Lozhkin

Impreso en la URSS

На испанском языке

Índice

¿Qué es la limonada seca y cuál es el tema de este libro?

Estamos en julio. Hace calor. Tenemos sed. Pero, por ninguna parte se ven aparatos automáticos de venta de agua gaseosa. Felizmente no lejos hay un quiosco en que con letras cirílicas ligadas ingeniosamente está escrito: “Kvas* ruso”. Sin embargo, como pudimos aclarar, el kvas hace tiempo que se había acabado. Se ha vendido también toda la bebida llamada “El pinocho”. La vendedora puede ofrecernos sólo “Refresco de limón”. ¿Qué hacer? Probémoslo. “Dos vasos, por favor”. No obstante, en vez de los vasos solicitados la vendedora nos da dos pequeños paquetes en los que cierto polvo seco produce un ruido. Claro que podremos apagar la sed solamente en casa. ¡Qué va! A cambio tenemos con qué comenzar el libro acerca de las soluciones.

Por supuesto, seria necesario empezar por la afirmación de que el tema “Soluciones” es en sumo grado importante, ¡es difícil imaginar algo más importante! Pues las soluciones se encuentran por doquier. El té es una solución. El agua de Colonia, una solución. El agua de mar es una solución. La salmuera en la que se conservan los pepinos, es una solución. Incluso el mismo pepino es también una solución. Pero, poca cosa, es declarar que las soluciones tienen gran importancia. También hace falta demostrarlo. Nuestro libro se ocupa precisamente de este asunto.

Meditando sobre la asombrosa divulgación de las soluciones en la naturaleza he llegado a casa. Tomo el paquete de “Refresco de limón” y guiándome por las instrucciones simplísimas en el embalaje, echo el polvo en un vaso y lo lleno con el agua del grifo. El polvo se disuelve rápidamente y al instante, de la solución formada, empiezan a desprenderse burbujas, produciendo efervescencia y ruido. Pruebo la bebida: es dulce y. lo que es esencial, gaseosa.

---

*Refresco ruso nacional.

El gas que ahora se libera en forma de burbujas sonoras a partir del refresco de fabricación semicasera, por supuesto, no fue empaquetado. Se formé durante la preparación de la bebida a consecuencia de una reacción química. Además del azúcar, forman parte de la composición del polvo el bicarbonato sódico y el ácido cítrico. Estos últimos reaccionan enérgicamente entre si. formando la sal de sodio del ácido cítrico y el gas carbónico. Como se ve, todo es simple, no hay ningún secreto.

¿Simple? ¿No hay secretos'? Pero podemos preguntar ¿por qué el bicarbonato sódico y el ácido cítrico no interaccionaron cuando la mezcla era seca? ¿Por qué razón para llevar a cabo la reacción se hizo necesario disolver esta mezcla?

Porque *"Corpora non agunt soluta"* —los cuerpos (sustancias) no entran en acción mutua si no se encuentran en solución. Esta regla aun hace muchos siglos la enunciaron los alquimistas.

Hasta tal grado estamos acostumbrados a que las reacciones químicas se verifican en las soluciones que en nuestro razonamiento esta circunstancia es como si la sacásemos fuera del paréntesis y con frecuencia la olvidamos por completo. En efecto, realicemos un, por llamarlo así, experimento psicológico. Diga, por favor ¿qué se imagina Ud. al oír la locución siguiente: "Durante la interacción entre un álcali y un ácido tiene lugar la reacción de neutralización $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$".

Sin duda, se figuró Ud. un frasco con el álcali, del cual este se vierte en una probeta a la que de otro frasco se agrega después el ácido. Y aquí termina todo. Todo, a excepción de una cosa. Si Ud. no la conoce todavía, puede encontrar sin dificultad en cualquier manual: NaOH —hidrato sódico— es una sustancia cristalina que se funde a la temperatura de 318°C; HCl, cloruro de hidrógeno, es aún más un gas que se licua a la temperatura de –84°C. Como vemos, los participantes de la reacción aducida no son líquidos de ninguna manera.

En el experimento descrito sin duda no reaccionaron el hidrato sódico y el cloruro de hidrógeno, sino que sus soluciones en el agua. Es una cosa bien sabida. Lo único que se desconoce es ¿para qué está presente aquí y qué tiene que ver con esto el agua'? Es cierto que el agua se forma como resultado de la interacción del álcali con el ácido (y de este modo, según las leyes de los procesos químicos, el agua debe impedir el desarrollo de la reacción). Además, la ecuación muestra con toda evidencia que las sustancias que reaccionan no necesitan de ningún modo el agua. No la necesitan, pero en su ausencia nada ocurre. En cierta forma, de un modo incomprensible (por ahora) el agua participa en esta y en la mayoría aplastante de las reacciones químicas, las cuales, como bien lo saben los químicos, en 199 casos de 200, se desarrollan en soluciones.

Esta circunstancia por sí sola podría servir de argumentación lo suficientemente categórica para motivar la afirmación antes dicha: las soluciones tienen suma importancia. Más aún sería posible ampliar considerablemente la lista de argumentos similares.

Las propiedades de las soluciones descritas en este libro hemos llamado extraordinarias. Tal vez algunos lectores no asentirán a esta definición. Según ellos hay poco de extraño en el hecho de que las soluciones de sales conducen la corriente eléctrica o se congelan a una temperatura más baja que el disolvente puro. La ciencia puede explicarlo todo. Y si algo todavía queda incomprensible, se aclarará en el futuro.

¿No hay que extrañarse? Quién sabe... Todo depende de cómo mirar y con qué ojos. He aquí un árbol. Sí, es un árbol, nada más. Pero si uno comienza a meditar cómo el gas carbónico y el agua se han transformado en esta copa frondosa, se asombrará de verdad.

Un hombre perspicaz dijo que la ciencia comienza por el asombro, y tenía razón. ¿Quién no vio cómo caen los objetos? Pero esto le asombré sólo a Galileo. ¿A quién no le admiró alguna vez el rayo brillante de sol? Pero sólo Newton se sorprendió de esto. ¿Quién no ha observado la congelación del agua? Pero lo consideró como prodigio maravilloso Lomonósov.

He aquí el porqué cada libro dedicado a la ciencia es siempre la invitación al asombro. Yo también le invito a Ud.: extrañémonos juntos de las extraordinarias propiedades de soluciones tan corrientes.

¿Qué es una solución?

Lo que, parece, no debería presentar ninguna dificultad, es la definición del concepto "solución". Una solución es una solución. Esto es lo más evidente. Pero...

Pero se sabe desde los tiempos remotos: en la ciencia no hay nada más peligroso que los conceptos evidentes. Y la definición precisa del concepto "solución" demuestra con toda evidencia esta conclusión. Esta definición dice:

LA SOLUCIÓN ES UN SISTEMA (MEZCLA DE SUSTANCIAS) QUÍMICO HOMOGÉNEO, EN EL QUE CADA VOLUMEN ELEMENTAL (su parte mínima) POSEE UNA COMPOSICIÓN QUÍMICA Y UNAS PROPIEDADES TERMODINÁMICAS IDÉNTICAS.

Aquí entre paréntesis se descifran conceptos nuevos. Sería conveniente descifrar también detalladamente el adjetivo "termodinámico" Pero termodinámico es... termodinámico. Y para los que no comprenden este término hasta el fin, lo mejor es recurrir a un manual de física o al libro de I. R. Krichevski e I. V. Petriánov "Termodinámica para muchos", editado no hace mucho en la serie "Los científicos a los escolares".

Lea una vez más la definición aducida. ¿Ha notado Ud. que en ésta no figuran las palabras "liquido", "el liquido"?

Resulta que la solución puede ser ¿gaseosa? o, lo que parece ridículo aún más, ¿sólida? Resulta que sí. El aire en realidad, es una solución: la mezcla homogénea de gases. Y el anillo de oro es también una solución, sólida: es una aleación homogénea de oro y cobre, cada parte ínfima de la cual tiene propiedades completamente iguales.

He aquí el porqué las soluciones se subdividen en gaseosas, liquidas y sólidas. Se entiende que las soluciones liquidas están más divulgadas en la naturaleza, técnica y la industria que sus "cofrades" gaseosos o sólidos, razón por la que en este libro hablaremos precisamente de las soluciones líquidas. De este modo el lector no tendrá que cambiar su ya establecido concepto acerca de las soluciones. Pero a pesar de todo, hay que tener presente que la solución no es sólo lo que se puede verter; a veces una solución puede dejar rasguños.

Entre el gas y el cristal

¿Qué dicen al respecto los manuales? Pues, nuestra atención se centra en el estado liquido de la materia. Precisamente por eso no será superfluo tratar de comprender lo que es un liquido. Espero que el lector ya haya comprendido que es imposible salir del paso con definiciones “evidentes” tales como, por ejemplo: “el liquido es lo que se vierte”.

Por eso recurramos a los manuales.

Leemos: “El liquido es un estado intermedio entre el cristal y el gas”. Sin duda alguna esta definición es justa. No obstante... ¿qué es un liquido?

En un segundo manual está escrito: “Las sustancias cristalinas tienen una estructura nítidamente expresada (es decir, en un cristal unas partículas integrantes ocupan una posición completamente determinada respecto a otras partículas); el gas está totalmente privado de cualquier estructura, mientras que el líquido, en este sentido, ocupa una posición intermedia”. Temo que esta definición no haya aclarado el concepto de “liquido”.

Tal vez tengamos más suerte con el tercer manual. Pero éste dice: "En los cristales las moléculas interaccionan fuertemente unas con otras, en los gases esta interacción es pequeña hasta tal grado que puede simplemente despreciarse; mientras tanto los líquidos, en lo que se refiere a la energía de interacción entre sus moléculas, ocupan una posición intermedia entre los cristales y los gases". Así es...

De estas definiciones sólo hemos comprendido que el líquido es algo que se aparté lo suficientemente lejos del gas, pero no se acercó de ningún modo al cristal.

Las definiciones citadas no se aducen para ironizar con los autores de los manuales. Semejante vaguedad del concepto "liquido" está vinculada al hecho de que la física durante largo tiempo no pudo elaborar una idea precisa acerca de las singularidades del estado líquido.

¿Cristal o gas? Parece que ya en los tiempos remotos los científicos formaron una idea bastante precisa de la estructura que tiene el cristal (ordenación total) y el gas (desorden completo). Pero con los líquidos, este proceso se detuvo. No era difícil establecer que éstos ocupan una posición intermedia entre los cristales y los gases este hecho "se encontraba", por decirlo así, en la superficie. Pero zambullirse a la profundidad no resulté cosa simple. Solamente en el siglo XX (y no en sus primeras décadas) se aclaré, digamos de paso, en cierta medida, la cuestión de ¿qué es un liquido? En todo caso, hoy día podemos asignar a los líquidos un lugar bastante bien definido y no el "intermedio" en la teoría acerca del estado de agregación de la materia.

Sin embargo, tenemos que empezar cotejando el estado líquido con los otros dos estados principales de agregación (sólido y gaseoso), puesto que todo se percibe en comparación y la naturaleza del estado líquido no presenta en este sentido ninguna excepción.

Uno de los indicios más típicos de la sustancia cristalina es su forma rigurosamente determinada, que no varía en ausencia de las acciones externas. El líquido adquiere dócilmente la forma del recipiente en que se encuentra, y. además, trata de ocupar el volumen mínimo posible. El gas por su parte, si se deja por si solo, tiende irresistiblemente a disiparse, es decir, a aumentar su volumen.

Las moléculas de un gas, un líquido o un cristal se mueven sin cesar. Resulta que el carácter de este movimiento está vinculado del modo más determinante al estado de agregación en que se encuentra la materia. Las partículas ínfimas que forman un cristal no hacen ningún movimiento de traslación, sólo oscilan, como el péndulo, respecto a una posición de equilibrio. En un gas ocurre todo lo contrario, las moléculas se mueven a sus anchas. El recorrido libre de una molécula de gas (o sea, el valor medio del recorrido de una molécula hasta el choque con la otra) alcanza incluso $l0^{-5}$ cm, una cienmilésima parte de un centímetro. Es mucho, puesto que 10^{-5} cm supera mil veces el diámetro de la molécula. En efecto, si Ud. vive en una comarca en que a un vecino de otro les separa una distancia de uno y medio e incluso dos kilómetros, de ningún modo se puede llamar este territorio superpoblado. Pero en el líquido las moléculas pueden dar solamente un paso , o sea, pueden recorrer una distancia igual al diámetro de la molécula (10^{-8} cm). Esto ya se parece más a una muchedumbre.

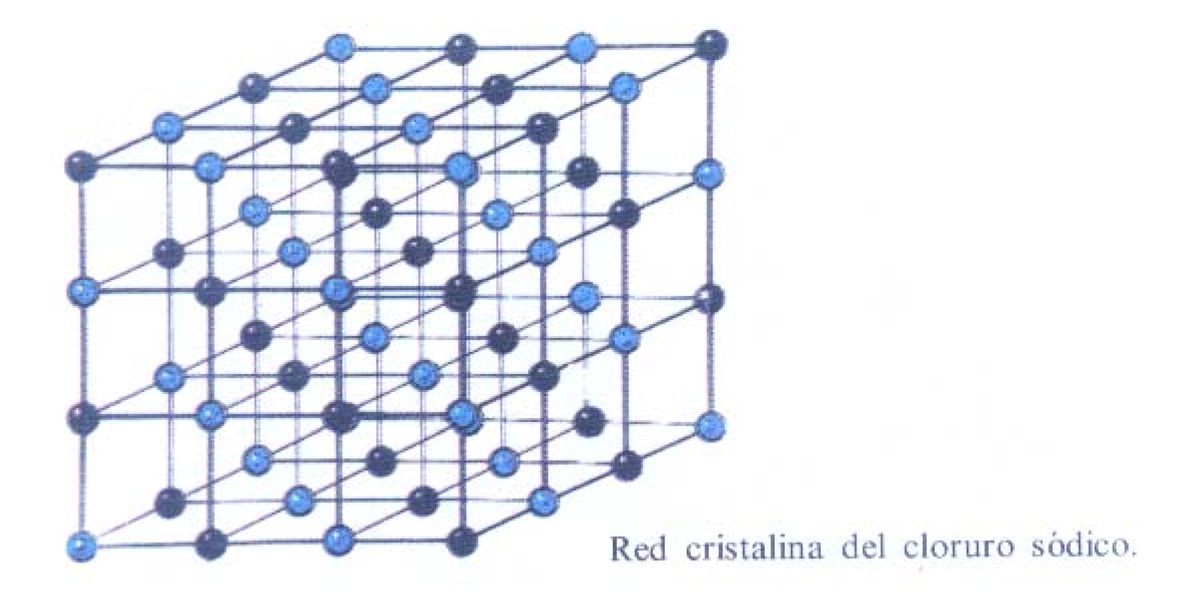
Cuando leemos la literatura dedicada a la estructura del líquido, descubrimos rápidamente que existen puntos de vista que, al parecer, son diametralmente opuestos. En unos libros y artículos se dice que el liquido es casi un cristal: tiene la misma estructura rigurosamente ordenada y su energía de interacción entre las partículas, las moléculas, es del orden de la energía. de acción mutua entre las partículas en los cristales, pero supera considerablemente la energía de interacción en el gas.

Los autores de otras obras científicas defienden otro punto de vista, según el cual los líquidos no tienen ninguna “ligazón consanguínea” con los cristales, y sí, con los gases. En realidad, las partículas en el líquido se mueven casi del mismo modo caótico que en el gas. Además, a una temperatura lo suficientemente alta (propia para cada sustancia), que se llama crítica, desaparece por completo la diferencia entre el gas y el liquido, cosa que los físicos saben muy bien.

¿Quién tiene la razón? Todos la tienen. Suele crearse (y no sólo en la ciencia) tal situación, cuando en una disputa resulta que ambas partes tienen la razón.

Vecinos en el líquido. El primero quien tendió un puente entre los partidarios de las teorías del líquido “cristalino” y el “gaseoso” fue el célebre químico inglés John Bernal ulteriormente Presidente del Consejo Mundial de la Paz. El experimento que realizó Bernal en los años 30 recuerda por su aspecto a un sencillo juego infantil. Sobre una bandeja metálica, cuya superficie premeditadamente fue surcada con rayas caóticas, Bernal eché un puñado de pequeñas bolas de acero. Estas tendrían que simular las moléculas del liquido. Luego Bernal regó en abundancia las “moléculas” con pintura. Una vez seca esta última, el experimentador se dedicó a separar con cuidado las bolas una por una y examinarlas a través de una lupa. En los lugares de contacto entre las bolas en sus superficies quedaron puntos sin pintura. El cálculo de estos últimos permitió determinar el número de los vecinos más próximos que tiene cada molécula de un líquido. Fue entonces cuando de repente se descubrió que...

Mas antes es necesario explicar cómo viven los vecinos en un cristal. Un cristal corriente es en realidad una molécula grande. En el dibujo se expone un fragmento (por supuesto aumentado) de un cristal de cloruro sódico. Como vemos, es una estructura muy simple y al mismo tiempo rigurosa: cada ion está rodeado por 8 vecinos: alrededor de cada catión de Na^+ se encuentran 8, y sólo 8, aniones de Cl^-; alrededor de cada anión de Cl^- hay 8, y sólo 8, cationes de Na^+. En otros cristales el número de vecinos permanentes será igual a 4 ó 6, pero lo principal es que en cada cristal dado este número es constante.

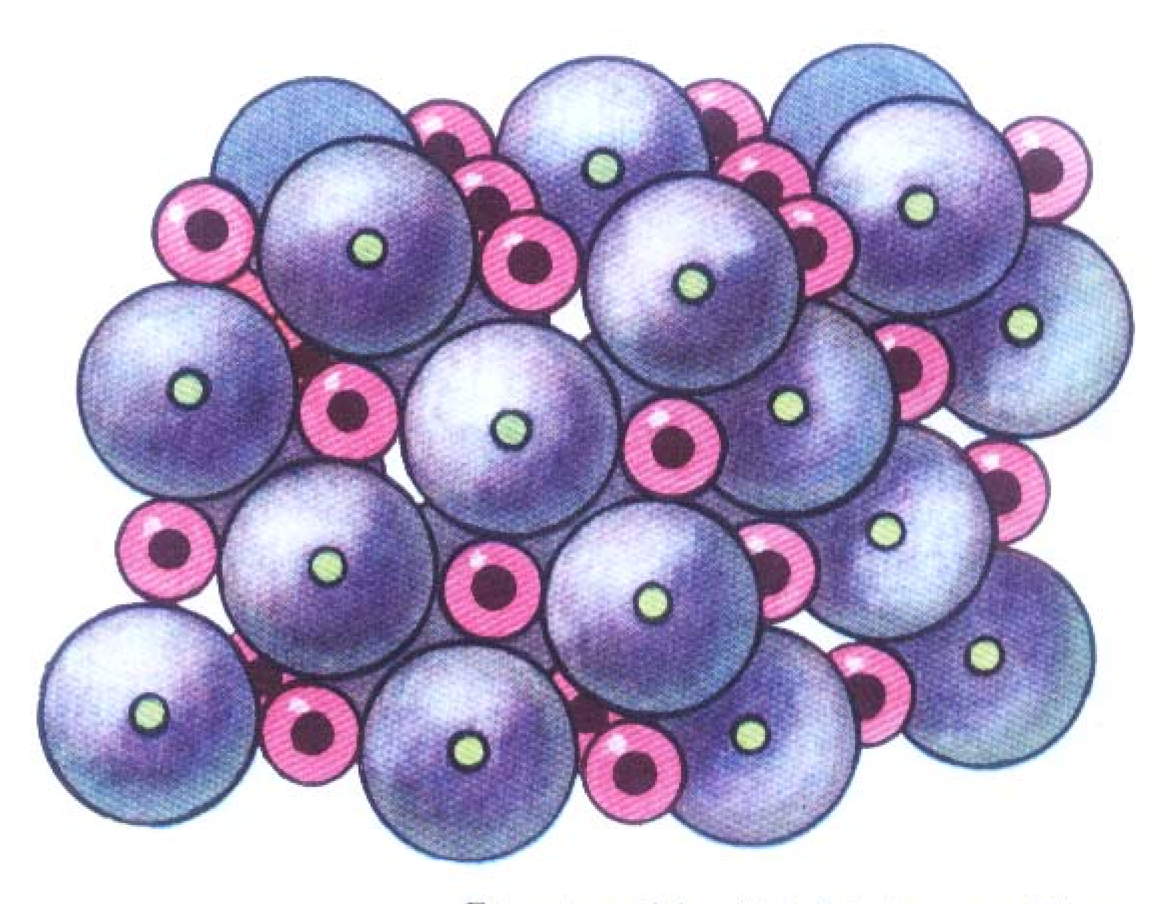


Red cristalina del cloruro sódico.

En cuanto al número de vecinos en un gas, ni que decir tiene; puede considerarse que allí no los hay.

Y en cuanto a los líquidos, en éstos, según los experimentos de Bernal, el número de vecinos que tiene cada molécula de un liquido no es constante. Aunque en el liquido, igual que en el cristal, el número de vecinos no es grande (no supera 10), pero en un momento dado una molécula está rodeada por *5* vecinos, otra, por 7, etc.

No obstante, existían todos los indicios de la regularidad, puesto que se podía calcular, y con precisión suficiente, cuántas moléculas de líquido y en qué momento tenían 6 vecinos y cuántas, 8. Esto a su vez, permitió considerar el liquido como cristaloideo, como si estuviera formado por una mezcla de cristalitos diminutos. Pero, "parecer a un cristal" todavía no equivale a ser un cristal. Y el cambio de las propiedades del líquido durante su calentamiento lo demuestra con toda evidencia. Cuanto más alta sea la temperatura tanto más enérgicamente se moverán las moléculas y tanto menos estables serán microcristales. Y, por consiguiente, el líquido cada vez más asemeja a un gas.



Estructura del cristal del cloruro sódico.

Tanto el cristal como el gas. Todo lo dicho permite sacar una conclusión de suma importancia respecto a la estructura del líquido: a temperaturas próximas a la de congelación el liquido por sus propiedades se parece más al cristal; a temperaturas próximas a la de ebullición, al gas.

Pero, como quiera que sea, el liquido no es un caos. Los experimentos en que los líquidos dispersan los rayos X demuestran esto indiscutiblemente. Si en la muestra de la sustancia examinada las moléculas están orientadas a] azar, en forma caótica, entonces dispersan los rayos X, que pasen a través de éstas, también de modo arbitrario: en la radiación dispersa no se observan regularidades.

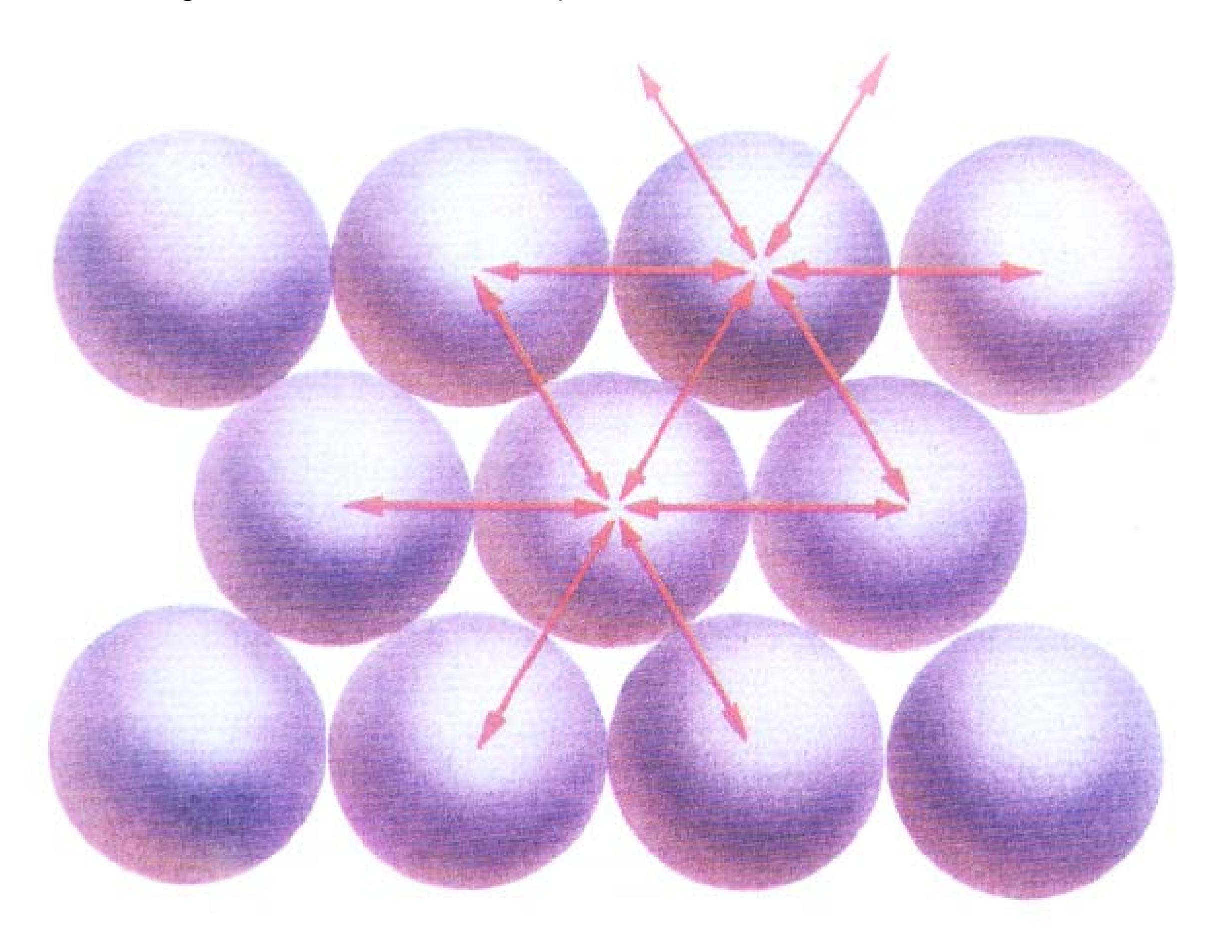
En los rayos X dispersados por un gas, se comprende, no se revelan ningunas regularidades. En el caso de los cristales. al revés, las regularidades de dispersión. y esto también se entiende, se ponen de manifiesto de modo muy nítido. Estas regularidades están estrechamente vinculadas a la estructura del cristal. Exactamente por esto la radiografía pasó a ser un medio potente en el estudio de los cristales.

En los rayos X dispersados por las moléculas de un líquido las regularidades no se revelan con tanta evidencia como en los cristales, pero sí, de modo bastante preciso, para poder hablar acerca de las regularidades en la estructura dcl liquido. La dispersión de los rayos X por los líquidos la estudió mucho el físico soviético V. I. Danilov, quien a principios de los años 30 examinaba sucesivamente, con ayuda de la radiografía, la estructura dc muchos líquidos.

En la literatura científica dedicada a los líquidos con frecuencia pueden encontrarse los términos “orden próximo” y “orden lejano”. Ahora, cuando nosotros. aunque a grandes rasgos, hemos conocido la estructura del liquido, no nos será muy difícil comprender estos términos. Los cristales son un ejemplo del orden lejano. Realmente, a cualquier alejamiento de una célula estructural de cristal puede hallarse una célula idéntica. Cuando se trata de un líquido, la cosa es diferente. La regularidad se conserva sólo a unas distancias muy pequeñas que son iguales, aproximadamente, al diámetro de la molécula. En virtud de esto el orden en el líquido es próximo. Pero en el gas, como se entiende, no hay ningún orden: ni próximo ni, mucho menos, lejano.

Sí, el líquido es. en efecto, el estado intermedio entre el cristal y el gas. Pero ahora este concepto tiene para nosotros un contenido completamente diferente.

En su tiempo esta fotografía recorrió los periódicos de casi todos los países: en la cabina de una nave cósmica, frente al cosmonauta se encuentra en suspenso una esfera inmóvil de agua. Los físicos mucho tiempo atrás predijeron que cualquier líquido, incluyendo el agua, por sí solo, es decir, si se encuentra fuera del campo de gravedad y del recipiente, adquirirá la forma dc una esfera, puesto que entre los cuerpos de volumen igual y de todas las formas imaginables precisamente la esfera tiene la superficie más pequeña. Y ahora los físicos tuvieron el gusto de convencerse de que tenían razón.



Esquema que muestra el surgimiento de la tensión superficial.

La tendencia del liquido a reducir al máximo su superficie está relacionada con una propiedad singular de éste llamada tensión superficial.

En el dibujo ante nuestros ojos tenemos Un ínfimo volumen elemental de un liquido, aumentado muchos millones de veces. Las flechas que parten de cada molécula representan las fuerzas con que las moléculas en el liquido se atraen recíprocamente. En el esquema se ve que las moléculas situadas en la profundidad se diferencian bastante de las que se encuentran en la superficie del liquido. Si en las moléculas "profundas" están saturadas todas las fuerzas de afinidad, en las "superficiales" está compensada sólo una parte de aquéllas. Por esto las moléculas en la superficie sufren la atracción reciproca especialmente fuerte. Puede decirse que cada liquido como si estuviera cubierto por una película autotensora con un espesor igual a la dimensión de una molécula. Estas fuerzas que contraen la superficie del líquido se denominan tensión superficial.

Precisamente gracias a la tensión superficial una lámina fina de metal, cuya densidad es considerablemente mayor que la del líquido, flota sobre la superficie de éste. Justamente gracias a esta propiedad, sobre la superficie del agua, moviendo diligentemente sus patitas, anda como por un camino seco la hidrómetra. Y, por fin, es precisamente la tensión superficial la que contrae el liquido en la cabina de la nave cósmica, formando la esfera, cuya superficie es la mínima.

Hasta aquí hemos hablado acerca de las propiedades inherentes a todos los líquidos. Ahora hablaremos sobre el agua. Semejante segregación del agua de entre un gran número de líquidos está completamente motivada. En primer lugar, aunque las soluciones pueden prepararse a base de cualquier disolvente, cualquier liquido (de esto se tratará en los capítulos ulteriores del libro), sin embargo, con las soluciones acuosas nos tropezamos incomparablemente más frecuentemente que con las no acuosas. Y, en segundo lugar... Lo principal está en este "segundo lugar".

Agua que nos sorprende y que nos maravilla

A la presión atmosférica corriente el agua tendría que hervir a –70°C. Es precisamente un signo menos y no un guión. Y la palabra destacada significa que el agua en efecto debe hervir 170°C por debajo de la temperatura a la que ésta hierve en realidad.

Además el agua ha de congelarse a la temperatura de –90°C y no a la de 0°C. También el hielo que se forma a consecuencia de esto, debería sumergirse en seguida y no flotar sobre el agua.

De la misma manera el agua no tendría que gotear del grifo mal cerrado, sino que fluir en forma de un chorrito finísimo.

También el azúcar debería disolverse mal y lentamente en el agua; en el mejor de los casos, algunos granos pequeños en un vaso de agua. En la naturaleza no debería existir la miel. Tampoco el té dulce o las confituras tienen plenos derechos para la existencia.

El exceso de verbos usados en modo potencial refleja sólo el asombro ante la conducta extraña, insólita en todos los sentidos, del agua. No es más que asombro, puesto que (tengo esperanza de que el lector lo haya comprendido) el autor, al usar las locuciones que expresan la obligación, de ninguna manera tiene intención de imponer a la naturaleza su gusto (esto sería sin duda un trabajo inútil en todos los aspectos).

Y es poco lo que nos queda: fundamentar, explicar el porqué el agua debería comportarse "de otra manera", pero pese a todo se conduce "así".

En la física y la química existe un sinnúmero de regularidades, parece incluso que es imposible calcularlas, establecidas a base de la similitud. Trataré de explicar qué es lo que tengo en cuenta.

Imaginemos una situación lo suficientemente extravagante y hasta fantástica: los químicos no conocen el agua, aún más el agua todavía no está sintetizada. Un científico por vez primera se apresta a obtener el compuesto de hidrógeno y oxigeno. Para esto necesita hacer el pronóstico respecto a las propiedades más importantes de esta sustancia: “oxigenuro de hidrógeno”.

Sigamos la cadena de razonamientos de nuestro químico. El oxígeno se encuentra en el grupo VI del sistema periódico de D. I. Mendeléiev. Junto con el oxígeno en este grupo (más exactamente en este subgrupo) se hallan el azufre, el selenio y el telurio. Hace falta examinar la regularidad según la cual cambian los puntos de ebullición y de congelación de los compuestos de estos elementos con el hidrógeno y, basándose en la tendencia establecida, pronosticar las temperaturas de ebullición y de congelación que tenga el compuesto todavía no obtenido H_2O.

El químico toma del estante un manual voluminoso, lo hojea unos minutos y compone rápidamente la tabla:

Compuesto	**Fórmula**	**Masa molecular**	**Punto de ebullición**	**Punto de congelación**
Telururo de hidrogeno	H_2Te	129	-4	-51
Seleniuro de hidrógeno	H_2Se	80	-42	-61
Sulfuro de hidrógeno	H_2S	34	-61	-82
“Oxigenuro de hidrógeno” (agua)	H_2O	18	?	?

Ya queda poco por hacer: el químico construye la gráfica, trazando en el eje de abscisas la masa molecular y en el eje de ordenadas la temperatura de ebullición o la de congelación, respectivamente. Aquí tenemos la gráfica. El químico une los puntos trazados mediante las curvas continuas que se prolongan hasta la intersección con la ordenada correspondiente a la masa molecular del “oxigenuro de hidrógeno”. La gráfica muestra con toda evidencia que la curva correspondiente a las temperaturas de ebullición corta la ordenada del agua en los alrededores del punto –70°C, mientras que la correspondiente a las temperaturas de congelación, en el punto –90°C. Como vemos, el agua realmente debe (¡tendría que!) hervir y congelarse a las temperaturas considerablemente más bajas que las observadas en la naturaleza.

Sin duda alguna, esta discrepancia entre el pronóstico y la situación real de las cosas será causa de muchos disgustos para nuestro químico. Al realizar el experimento tomará una serie de precauciones para que el “oxigenuro de hidrógeno” sintetizado por él no se volatilice. Para esto colocará el matraz en nieve carbónica (hielo seco) o, lo que es más probable, en nitrógeno líquido. Después de realizar la reacción y descubrir los cristales el químico primero se alegrará, pero cuando éstos, siendo calentados hasta la temperatura de –90°C, no se derritan, se extrañará un poco (por ahora un poco). Y mas cuando, al continuar el calentamiento hasta –70°C (el “oxigenuro de hidrógeno” ¡hace tiempo que tendría que derretirse e incluso hervir!) y hasta –50°C y más, los cristales no muestran ni menor intención de derretirse, el químico se entristecerá. Y permanecerá pensativo un largo plazo: no es fácil comprender las fuentes de estas dos primeras (en el caso dado vinculadas con las temperaturas de fusión y de ebullición), pero muy lejos de ser las últimas anomalías del agua.

Capacidad calorífica del agua. Seria mejor quizás empezar la narración acerca de la siguiente anomalía del agua por la descripción.., de las sensaciones que experimenta un viajero imperito que por primera vez se encuentra en el desierto de Sahara (de Kara-Kumi, Valle de la Muerte, etc.). Sin duda, el viajero presumía de que en el desierto hacia calor, pero hasta tal grado... La arena caliente irradia un calor tan insoportable que la piel en las partes no protegidas del cuerpo parece quemarse. ¡Que se ponga mas de prisa el sol y llegue la frescura largamente esperada!

Por fin se pone el sol. Y inmediatamente el aire se hace más fresco. Aún más fresco. Muy fresco. Hace frío. Hace mucho frío. ¿Quién podría pensar que hace tanto frío casi en el mismo ecuador? ¡Que salga lo más rápidamente posible el sol...!

Sin duda el lector quiere preguntar: ¿y qué de común tiene el desierto del Sahara con este capítulo del libro en que se trata del agua? Pues, lo que falta en el Sahara es precisamente el agua. Justamente ésta es la causa de la singularidad climática descrita de los desiertos.

Para calentar 1 g de distintas sustancias en 1 grado es preciso gastar, como bien se sabe, cantidades desiguales del calor. En el caso del mercurio, para ello se consumirá un poco más de 0,1 J; para el ácido sulfúrico, cerca de 1 J; para el alcohol etílico, algo más de 2 J. Pero el campeón, el campeón absoluto en esto, será el agua. Para subir la temperatura de 1 g de agua en 1 grado se necesitan 4,2 J. Claro que la capacidad calorífica del agua (aquí se trata precisamente de esta propiedad) supera en mucho la capacidad calorífica de la mayoría aplastante de las sustancias.

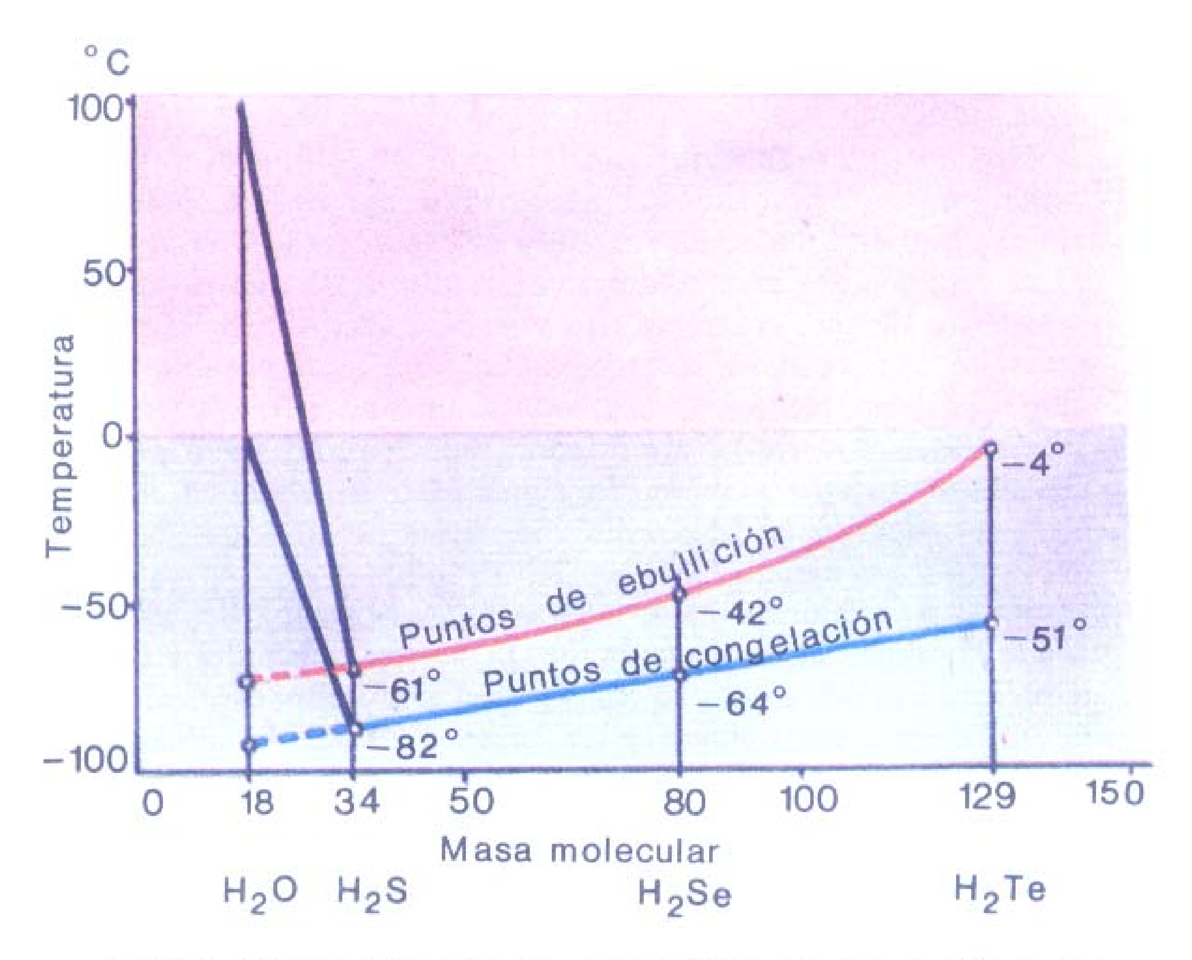
En las comarcas ricas en agua, incluso cuando el sol calienta al máximo, la temperatura sube con relativa lentitud: una parte enorme del calor que llega la absorbe el agua. Así mismo después de la desaparición del astro tras el horizonte, la temperatura en tales regiones desciende paulatinamente: el agua poco a poco devuelve al aire una cantidad considerable del calor acumulado por ésta. He aquí la causa de que el agua actúa como excelente regulador del clima. He aquí el porqué la temperatura, digamos, en la Región del Báltico próxima al mar, rara vez supera en verano +20°C, pero en cambio durante el invierno son pocos los casos cuando la temperatura desciende hasta –10°C. En la región de Yakutia, región norte de la URSS, que se encuentra en la misma latitud, las variaciones de temperatura son muchas veces más grandes: desde +40°C en verano hasta –50°C en invierno.

Ahora comienza a aclararse lo que precisamente debía tener en cuenta el viajero que se dirigió al Sahara. En el Sahara no hay agua. Pero en cambio hay arena. La capacidad térmica de ésta es cinco veces menor que la del agua. Por eso, de día, bajo el sol radiante la arena se calienta rápidamente; para esto no se necesita mucho calor. Mas por el contrario, de noche, la arena, al entregar toda la reserva de calor, se enfría velozmente. Es precisamente por eso que en los desiertos del Sur, de noche hace frío, tanto frío.

Para que hierva el agua. Tome cualquier liquido (no obligatoriamente el agua), introduzca en éste un termómetro y empiece a calentarlo. Se entiende que el termómetro comenzará a indicar el aumento de la temperatura en el liquido. Pero con la aparición de las primeras burbujas, que anuncian el comienzo de la ebullición, la columna de mercurio en el termómetro se detendrá y permanecerá inmóvil hasta que se evapore todo el liquido. Después la temperatura volverá a subir, pero en este caso ya será el vapor el que se calienta.

Nuestras observaciones pueden ser presentadas en forma de una gráfica en que se expresa la dependencia entre la temperatura y la cantidad de calor suministrado (si se considera que por unidad de tiempo al recipiente le llega una misma cantidad de calor, lo que ocurre en la mayoría de los casos, entonces en el eje de abscisas se puede trazar en vez de las unidades de calor las de tiempo). En la gráfica, al proceso de ebullición le corresponde el tramo horizontal.

Es fácil comprender por qué durante la ebullición la temperatura del líquido, a pesar de que a éste se le suministra calor, permanece constante. El calor se gasta en comunicar a las moléculas la energía necesaria para separarlas del liquido y transformarlas en vapor. Precisamente la cantidad de calor necesaria para evaporar 1 g del líquido, a la temperatura de ebullición, se llama calor latente de vaporización. Ahora se entiende bien la esencia del término, incluso la palabra “latente” resulta aquí conveniente: en efecto, el calor se suministra al liquido de manera oculta, puesto que no trae consigo el cambio de la temperatura.



Gráfica que muestra los puntos de ebullición y de congelación en los hidruros de los elementos del grupo VI.

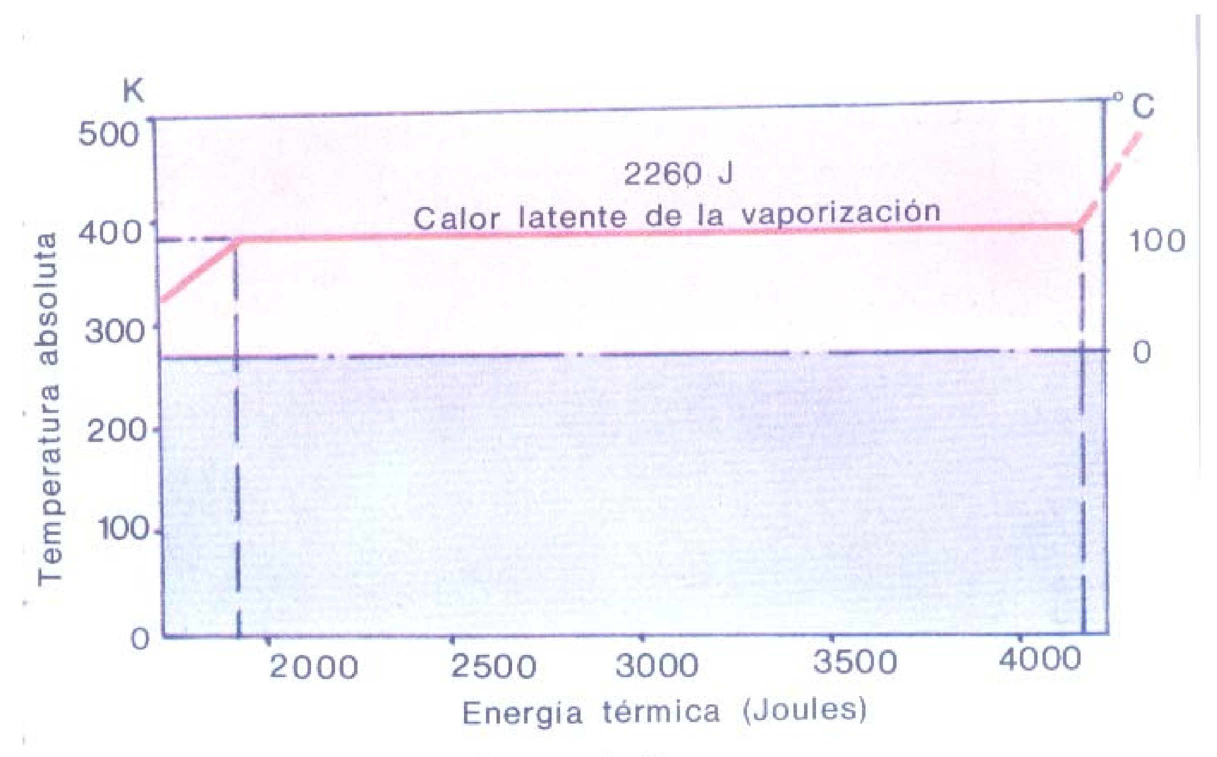
Por lo visto, el lector ya está en condiciones de comprender que por la cantidad de calor latente de vaporización, el agua también es el campeón absoluto. ¡Cómo no! Para evaporar 1 g de agua que se encuentra bajo una presión atmosférica normal es preciso gastar en total 2260 J. Para que 1 g de mercurio forme el vapor, se necesitan sólo 290 J, para el benceno, 390 1 y para el alcohol etílico, cerca de 850 J.

Nosotros aún tenemos que aclarar también cuál es la causa de esta anomalía del agua. Pero en seguida puede notarse que esta anomalía sin duda es beneficiosa. Si el agua no tuviera el calor de evaporación tan alto, sería dudoso que en nuestro planeta existieran ríos y lagos, e incluso, en lo que se refiere a los océanos, la situación no seria tan favorable: la mayor parte del agua, o quizás toda el agua se encontraría en forma de vapor en la atmósfera. ¡Qué aspecto tendría el paisaje en nuestro planeta sin agua, pero envuelto en una atmósfera densa e impenetrable, compuesta casi por completo de vapores de agua!

En el alto valor del calor latente de vaporización del agua reside también la explicación de la acción reguladora del agua sobre el clima del planeta. El agua, evaporándose, enfría la atmósfera y precipitándose en forma de lluvia, la calienta. Quien duda de que las nubes y la lluvia pueden ejercer una fuerte influencia sobre el clima de nuestro planeta, tenga en cuenta que en una hora en la Tierra se evaporan y, por consiguiente, se condensan 50 kilómetros cúbicos de agua. Calcule la cantidad de joules que corresponde a este proceso.

Con todo lo dicho, nada es difícil de explicar qué es el calor latente de fusión, o sea. el calor necesario para derretir 1 g del cristal que se encuentra a la temperatura de fusión. La gráfica que muestra la dependencia entre la temperatura del sistema y el calor suministrado (en función del tiempo) se parecerá a la gráfica anterior como dos gemelas. Que juzga el lector mismo; he aquí esta gráfica. En realidad la última se parece a la anterior. Sólo que aquí el tramo horizontal corresponde al proceso de fusión.

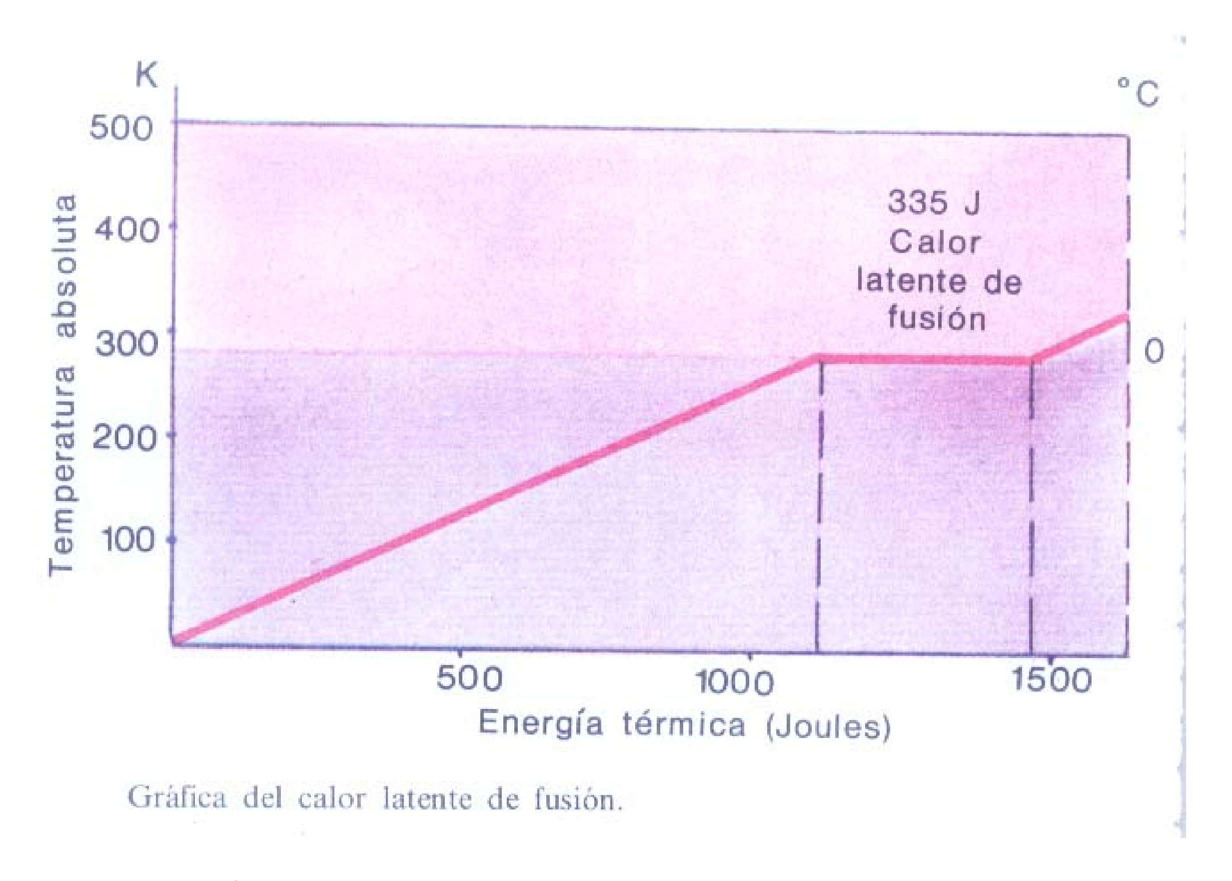
Sin duda, tampoco en este caso el agua se comporta normalmente. Su calor latente de fusión (335 J) es casi 30 veces mayor que el del mercurio, tres veces mayor que el del benceno y el del alcohol etílico. Esta circunstancia ejerce a su vez una fuerte influencia sobre el clima del planeta.



Gráfica del calor latente de vaporización.

Sin duda Ud. había prestado atención al hecho de que en la mayoría de los casos, la abundante nevada va acompañada por un notable aumento de la temperatura, cuya causa es evidente: cada gramo de agua, al transformarse en los hermosos cristales de nieve, devuelve al aire los mismos 335 1 que le había tomado a su tiempo de éste. Y si se tiene en cuenta que en la mayoría de los casos la nieve se forma directamente de los vapores de agua, entonces es preciso sumar también aquellos dos y pico mil joules que constituyen el calor latente de vaporización.

Una serie más de anomalías. Si hablamos sobre el hielo es muy natural recordar una anomalía más del agua, vinculada con las propiedades de la modificación precisamente cristalina de esta sustancia. ¡Qué bello es el arte de Irma Rodniná y Alexandr Záitsev cuando bajo el acompañamiento de una divina música se deslizan velozmente por el hielo del Palacio del Deporte!



Gráfica del calor latente de fusión.

Las dos frases anteriores tienen una relación estrecha entre si, puesto que se trata de una alteración anómala de las propiedades del hielo debido al cambio de la presión. El patinador se desliza con tanta facilidad por el hielo porque, bajo la presión que ejercen sobre éste los filos de los patines, el hielo se derrite y el agua formada hace las veces de lubricante excelente. Esto es de común saber. Pero no todos saben que esto no debe ocurrir, ya que en las demás sustancias, cuyo número es difícil de calcular, a excepción de unas dos o tres, al aumentar la presión, la temperatura de fusión no desciende, sino que aumenta. Con el agua es al revés: el aumento de la presión conduce al descenso de la temperatura de fusión del hielo.

La tensión superficial... Aquí también el agua se lleva la palma. Busque la tabla en que se aducen las magnitudes de la tensión superficial de los líquidos. En la mayoría aplastante de los líquidos esta magnitud constituye 20.. .30 din/cm y sólo la del agua es igual a ¡73! La naturaleza usó en plena medida esta anomalía del agua.

Dígame, ¿nunca ha pensado Ud. en cómo sube el agua desde las raíces hasta la cúspide de los árboles altos? Es que en correspondencia con las leyes conocidas de la mecánica, al crear la diferencia de presiones es imposible realizar el ascenso espontáneo del agua a una altura superior a los 10 m. Pero en las plantas la naturaleza de la elevación del agua es diferente, es capilar. Es notorio que si en un liquido se introduce un tubo capilar, el nivel del liquido en éste subirá. Cuanto menor sea el diámetro del tubo capilar y cuanto más alta sea la tensión superficial del líquido, tanto mayor será esta elevación.

Para nuestra conversación sobre las soluciones tiene también mucha importancia otra irregularidad del agua, la de permeabilidad dieléctrica. Pese al nombre bastante complicado de cuyo origen por ahora no nos ocuparemos, la permeabilidad dieléctrica es la propiedad del liquido cuya definición es bastante evidente: es la magnitud que determina el número de veces en que la energía de interacción entre las cargas en este liquido es menor que en el vacío.

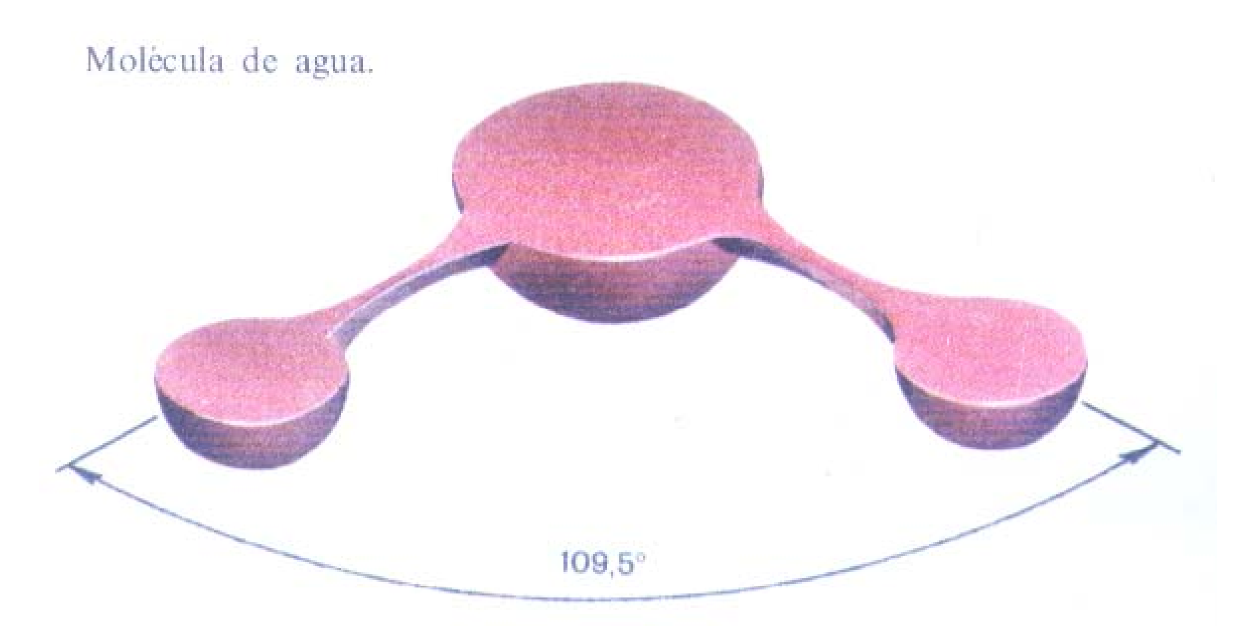
En la tabla que reúne los datos acerca de la permeabilidad dieléctrica de los líquidos se lee que esta magnitud para el benceno constituye 2,27. Esto significa que cualesquiera dos cargas interaccionan en el benceno 2,27 veces más débilmente que en el vacío. Con ayuda de la misma tabla establecemos que la mayoría de los líquidos se caracteriza por unos valores de la permeabilidad dieléctrica que se comprenden en el intervalo de 2 a 10. Existe una serie de líquidos, no muchos, cuya permeabilidad dieléctrica alcanza 35. Incluso en una lista más detallada, que abarca la permeabilidad dieléctrica de miles de sustancias, con gran dificultad se puede rebuscar una decena de líquidos, cuya magnitud de ésta se encuentre en el intervalo de 40 a 60.

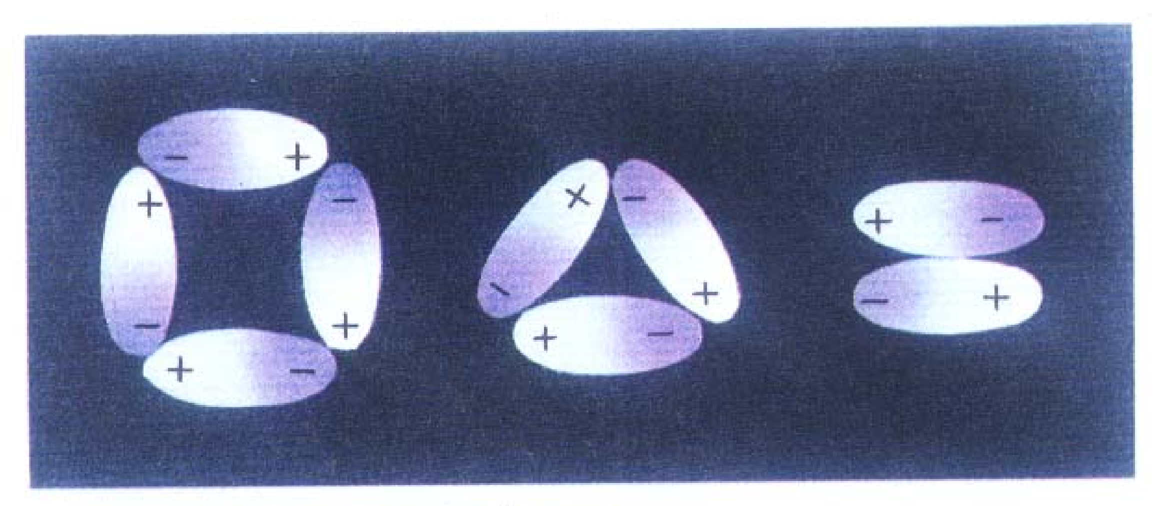
Y es ahora cuando empezamos a comprender el carácter exclusivo del agua también en este sentido: su permeabilidad dieléctrica es igual a 78. Solamente dos o tres líquidos pueden “vanagloriarse” de que tienen una permeabilidad dieléctrica mayor que la del agua (a éstos se refiere, por ejemplo, el ácido sulfúrico).

¿Qué estructura tiene la molécula del agua? Continuar la conversación sobre las anomalías del agua resultaría hasta tal grado voluminosa que ocuparía todo este libro. Pero esta obra no está dedicada al agua, sino a las soluciones. Por eso ya es hora de comenzar la explicación de las anomalías citadas (así como de las no mencionadas aquí) del agua. Muchas de estas propiedades extraordinarias del agua, si no todas, tienen su origen en la estructura de su molécula.

Desde el punto de vista geométrico, es difícil descubrir algo extraño en la estructura molecular del agua: un átomo de oxígeno, al que se unen dos átomos de hidrógeno (por supuesto, el lector se da cuenta de que los palitos usados para unir entre sí los átomos de oxígeno y de hidrógeno son imaginarios). Sin duda los átomos que forman la molécula de H_2O se encuentran en un mismo plano (a través de tres puntos siempre se puede trazar un plano).

Molécula de agua.





Asociados de las moléculas de agua.

He aquí un detalle de importancia: el ángulo entre los enlaces O—H constituye 109°. Esta circunstancia predetermina mucho. Antes que nada esto conduce al hecho de que la carga negativa (oxígeno) y la carga positiva (hidrógeno) en la molécula del agua parecen acumularse en los extremos opuestos de la molécula. Por tanto la molécula del agua, que es, por supuesto, neutra en su totalidad desde el punto de vista de su carga eléctrica, tiene los polos: positivo y negativo.

Las moléculas que tienen cargas positivas y negativas separadas se llaman dipolares o dipolos. El grado de separación de las cargas se caracteriza por el valor del momento dipolar que es el producto de la magnitud de las cargas por la distancia entre éstas. Para una molécula tan pequeña y simple como lo es H_2O su momento dipolar es muy alto: casi dos veces mayor que el del "pariente" químico más próximo del agua, el sulfuro de hidrógeno H_2S y casi 7 veces mayor que el del dióxido de nitrógeno NO_2.

La presencia de un momento dipolar considerable en el agua conduce a que sus moléculas-imanes se atraigan recíprocamente de una manera muy fuerte. Pueden unirse en pares e incluso formar cuartetos. El dibujo presenta el esquema de semejantes asociados y muestra sinópticamente la forma en que se produce la interacción. Sólo esto nos conduce ya a la conclusión de que el agua líquida no es simplemente un conjunto de moléculas solitarias de H_2O. Es una mezcla de moléculas que tienen diferente grado de complejidad.

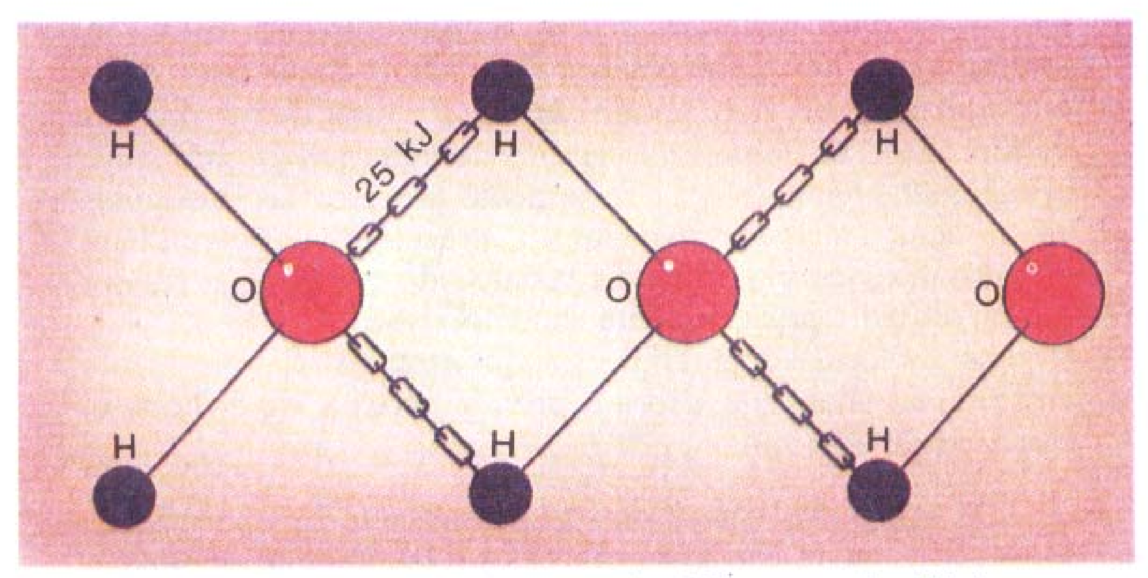
Puente de hidrógeno. Ahora hablaremos sobre ciertas singularidades de los átomos de hidrógeno. Este tema no se ha elegido por casualidad: en el agua las dos terceras partes de los átomos las constituye el hidrógeno. Se tiene una particularidad que lo descolla de un modo brusco, precisamente brusco, de los demás elementos en el sistema periódico de D. I. Mendeléiev. Todos los elementos químicos que en el curso de las reacciones ceden sus electrones (en la mayoría de los casos los donadores son metales), al fin y al cabo conservan cierta cantidad de éstos. El litio, después de ceder en el curso de la reacción un electrón, todavía posee dos electrones. El átomo neutro de sodio, al convertirse en catión, aún conserva una decena de electrones, el potasio, 18 electrones, etc. En una palabra, cualquier elemento químico, formando un enlace, retiene mayor o menor numero de electrones. Esto es correcto respecto a cualquier elemento, a excepción del hidrógeno, puesto que en el caso de hidrógeno se tiene sólo un electrón. Al cederlo el hidrógeno resulta privado por completo de la capa electrónica. En otras palabras, lo que llamamos catión de hidrógeno, H^+, es el núcleo desnudo, la partícula elemental denominada protón.

Las dimensiones del núcleo atómico son muchas veces, aproximadamente 100 000, menores que las del átomo. Por esto el catión H^+, en comparación con otros cationes de la misma carga, por ejemplo, Li^+, Na^+, K^+ y otros, tiene unas dimensiones insignificantes. Pero, en correspondencia con la conocida ley de la física, los cuerpos con cargas iguales forman un campo, cuya intensidad es inversamente proporcional al cuadrado de sus radios. Por lo tanto, el campo creado por el protón es muchas veces más intenso que el creado por otros cationes.

Precisamente esta circunstancia predetermina la conducta insólita del catión de hidrógeno. Parece que los dos cationes H^+, al entrar en interacción con el anión de oxígeno O^{2-}, deberían neutralizar las cargas*). Así ocurriría, si a se le unieran cationes "normales", por ejemplo, Na^+ o K^+, que formarían compuestos "normales" Na_2O o K_2O. Pero el campo del protón creado en el compuesto H_2O no se satura con las cargas negativas del oxígeno. Los cationes de hidrógeno todavía conservan la capacidad de entrar en interacción. Su enlace adicional se llama puente de hidrógeno. Examine el dibujo. Cada átomo de hidrógeno está vinculado con dos de oxigeno, razón por la cual el oxígeno como si duplicara su valencia: cada átomo está unido simultáneamente con cuatro átomos de hidrógeno.

---

*) El esquema que demuestra la formación del enlace en la molécula de H_2O se da en forma aproximada.



Moléculas de agua enlazadas a través del puente de hidrógeno.

Precisamente el puente de hidrógeno es aquel factor básico, el cual predetermina el enlace estrecho entre las moléculas de agua. La palabra "estrecho" en el caso dado está utilizada con gran acierto: la energía total de los puentes de hidrógeno en 1 molécula-gramo de agua (18 g) constituye aproximadamente 25 kJ. Exactamente por esto las moléculas en el agua sufren la más fuerte atracción recíproca. Esta circunstancia, en particular, es la causa de que el agua resulta ser un liquido prácticamente incompresible.

Las moléculas del agua, siendo atraídas enérgicamente entre sí, originan una enorme presión interna en el liquido, cerca de 20 000 atm.

Las anomalías encuentran su explicación. Los puentes de hidrógeno son la causa de muchas de las anomalías enumeradas (y no mencionadas) del agua.

¿Por qué los puntos de ebullición y de fusión de ésta son desmesuradamente altas? Aquí todo está claro hasta tal punto (el puente de hidrógeno "obliga" las moléculas de agua a mantenerse unidas de modo tan estrecho que para "aflojar" este enlace se necesita justamente una temperatura alta), que para el autor resulta ya necesario explicar por qué el puente de hidrógeno está ausente, por lo visto, en los compuestos de hidrógeno con los demás elementos del grupo VI: H_2S, H_2Se y H_2Te.

Pese a su semejanza exterior (sus fórmulas), los compuestos H_2O, H_2S, H_2Se y H_2Te se diferencian sustancialmente entre si, y sobre todo el primero, de los otros tres.

El oxígeno atrae enérgicamente los electrones. Se puede decir que adquiere en su posesión completa los electrones del hidrógeno. Así queda desafortunado el hidrógeno en el compuesto H_2O, o sea, privado de sus electrones, en forma de protón.

El azufre atrae los electrones con intensidad mucho menor, en todo caso si se compara con el oxigeno. Por consiguiente en este compuesto los electrones se encuentran como si estuvieran en la posesión común del azufre y del hidrógeno.

Esta es la causa de que en el sulfuro de hidrógeno este último no está privado de su capa electrónica. Siendo así, el hidrógeno en el compuesto H_2S pierde la extraordinaria capacidad que tiene en unión con el oxígeno, es decir, la capacidad de formar el puente de hidrógeno. En un grado aún menor esta propiedad es inherente al hidrógeno en el seleniuro y el telururo de hidrógeno.

Irregularidad en la capacidad calorífica. La raíz del mal se encuentra otra vez en el puente de hidrógeno. La elevación de la temperatura significa, en esencia, el aumento de la velocidad de movimiento de las moléculas. Claro está que para acelerar las moléculas de agua, inmovilizad as por los puentes de hidrógeno, es preciso consumir una cantidad de calor considerablemente mayor que para elevar la temperatura de un liquido cuyas moléculas no se hallan enlazadas de modo tan estrecho.

Es poco probable que tenga sentido detenerse mucho en explicar las anomalías del calor latente de vaporización y del de fusión. Se comprende en qué se gastan estos kilojoules en el caso dado: además de los vínculos habituales que enlazan una molécula de cualquier liquido a sus “amigas”, es preciso destruir también los puentes de hidrógeno.

La tensión superficial del agua, más bien, su valor desmesuradamente alto también se explica por la atracción especialmente estrecha entre las moléculas del agua que surge a consecuencia de los puentes de hidrógeno.

Desde el punto de vista de la física

Concentración como medida de la solución. Cualesquiera que sean las particularidades de la solución, su primera característica será la concentración, puesto que precisamente de ésta depende la mayoría de las propiedades inherentes a la solución.

La concentración de la sal en una salmuera o del azúcar en un vaso de té se puede determinar por el sabor. Pero es dudoso que tenga sentido orientarse por este criterio, puesto que incluso buenos amigos tienen, como se sabe, gustos muy distintos. Por eso, para fines científicos es preferible expresar la concentración de una solución con índices más objetivos. Aunque sea con ayuda de los porcentajes, es decir, por la cantidad de gramos de sustancia disuelta en 100 g de la solución. Este procedimiento con frecuencia se emplea en la vida cotidiana (en la farmacia se vende el peróxido de hidrógeno al 30%; en la tienda de ultramarinos, el ácido acético al 6%; en la lechería, la crema de leche al 20%). Por el contrario en la física, al igual que en la química, rara vez se recurre al modo de expresar la concentración en tantos por ciento. La causa es clara: en la interacción no entran los gramos, sino los átomos. Y si se comparan dos soluciones de distintas sustancias, cuyas concentraciones expresadas en tantos por ciento son idénticas, será evidente que iguales volúmenes de éstas contienen diferentes cantidades de moléculas (moléculas gramo).

Precisamente por eso, desde el inicio del estudio del curso escolar de la química Ud. aprende el modo más “objetivo” para expresar la concentración de la solución, que es la concentración molar, por medio de la cual se indica el número de moléculas gramo (moles) de sustancia disuelta (soluto) contenido en un litro de solución.

Es considerablemente más cómodo usar la concentración molar que la expresada en tanto por ciento: en volúmenes iguales de dos soluciones diferentes que se caracterizan por una concentración molar idéntica se encuentra el mismo número de moles y, por consiguiente, de moléculas de las sustancias disueltas.

Aprendamos ahora un procedimiento nuevo para expresar la concentración, que es el de la fracción molar. En este caso la concentración se expresa por medio de la relación entre el número de moles del soluto y la suma de moles de la sustancia disuelta y del disolvente. De este modo, si la cantidad de moles del soluto es m y la cantidad de moles del disolvente es m_s, entonces la fracción molar de la sustancia disuelta N será igual a: $N = m/(m + m_s)$.

Claro está que la fracción molar es siempre menor que la unidad. Además, tiene gran importancia el hecho de que, a diferencia de los modos ya conocidos de expresar la concentración, la fracción molar es una magnitud adimensional.

Los científicos han inventado una enorme cantidad de métodos para expresar la concentración de las soluciones: dimensionales y adimensionales, objetivos y no objetivos en grado suficiente, simples y complicados; sin duda alguna, es imposible enumerarlos todos. Mencionaremos sólo la llamada concentración molal que es la cantidad de moles de soluto en 1000 g de disolvente.

Acerca de una ley que posee el grado de general. Puede considerarse que las leyes de la naturaleza se subdividen según una lista jerárquica: existen leyes necesarias e imprescindibles, útiles y generales, de importancia regular, muy importantes y, por fin, las importantísimas. El autor no insiste en esta clasificación, que es hasta cierto punto emocional. Pero no cabe duda de que existe cierto orden jerárquico entre las leyes.

En las ciencias naturales, o sea, en el conjunto de ciencias que estudian la naturaleza, la ley más importante, por decirlo así, la ley que posee el grado de "generalísimo", es, sin duda, el principio de la conservación de la energía. Mientras tanto. en cada rama aislada de las ciencias naturales existen sus leyes con el grado de "mariscales". En la física ésta es la ley de equivalencia entre la masa y la energía ($E = mc^2$), en la química, la ley periódica de D. I. Mendeléiev. En cada apartado de las ciencias mencionadas hay sus leyes con el grado de "general" (o "coronel"..). En la teoría de las soluciones una de estas leyes con el grado de general, sin duda, es la ley de Raoult. Pero antes de familiarizarse con esta ley es preciso aclarar ciertos conceptos.

Empecemos por el boletín meteorológico que se transmite por la radio varias veces al día. Propiamente dicho no nos interesa todo el boletín, sino sólo una frase: "El valor relativo de la humedad del aire es de 90 (ó 70, 55...) por ciento".

Supongamos que tenemos un vaso de agua cubierto con una campana de vidrio. ¿Qué hay bajo la campana? No sólo aire, sino también vapores de agua. Si el vaso permanece un período suficientemente largo bajo la campana, al fin y al cabo se establecerá el equilibrio entre el agua que se encuentra en el vaso y la misma en la fase gaseosa.

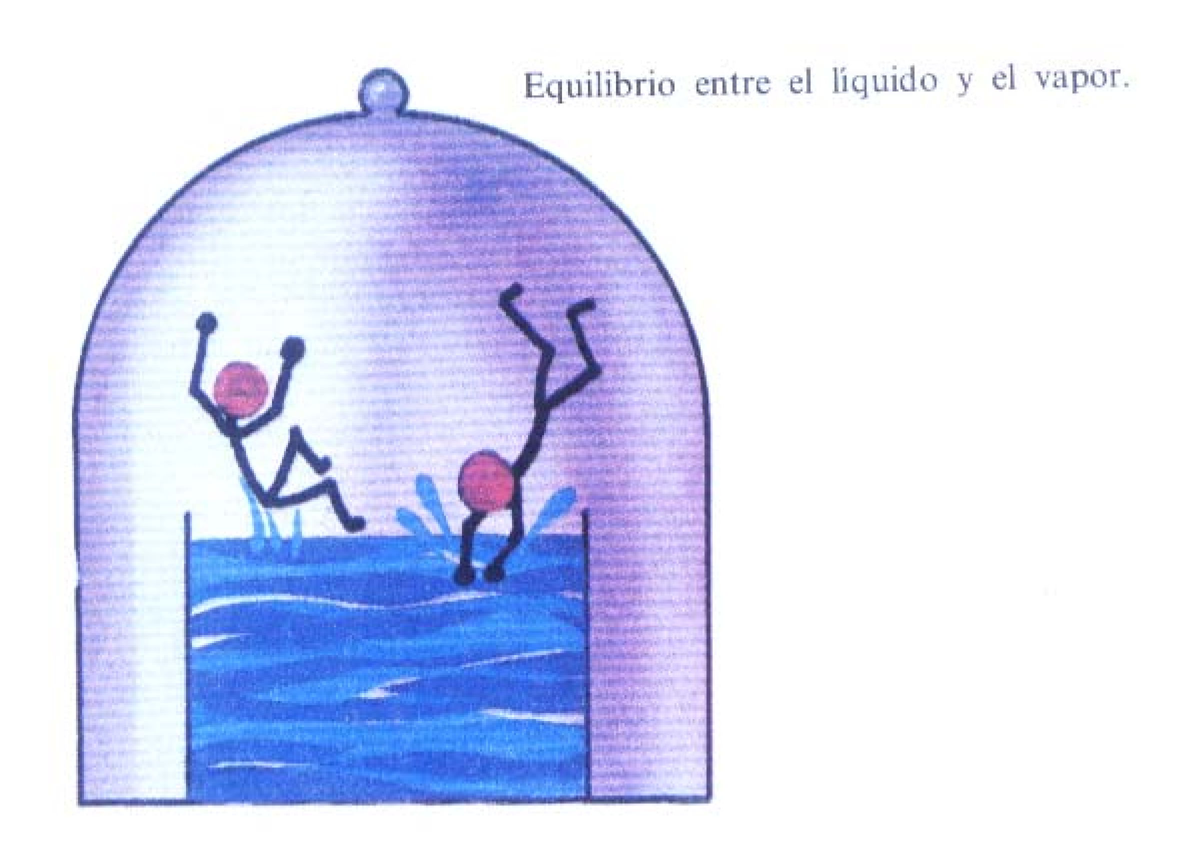
La palabra “equilibrio” en el caso dado significa que el agua del vaso se convierte en vapor, mientras que las moléculas del vapor “se zambullen” en el liquido, siendo ambas cantidades (del agua que pasa al estado de vapor y del vapor que penetra de nuevo en el líquido) estrictamente iguales. A este estado de equilibrio le corresponde una cantidad máxima posible de agua en la fase de vapor, a la temperatura dada. Este vapor se llama saturado.

Cuanto más alta sea la temperatura, tanto mayor será la cantidad de agua que se encuentra en el estado de vapor, y tanto más alta será la presión del vapor saturado. Precisamente por esto es muy cómodo caracterizar la saturación de la fase gaseosa por medio de las magnitudes de presión.

Las palabras “90 por ciento de humedad” de ningún modo significan que el aire está formado en un 90%, de vapores de agua. Esto seria mucho, incluso para el sudadero de un baño siberiano. No, no es así, esto quiere decir que la presión de los vapores de agua en el aire constituye el 90% de aquella presión que (a la temperatura dada) correspondería a la del vapor saturado.

Cuando la humedad es alta es difícil, como regla, soportar el calor. En efecto, el mecanismo fundamental de enfriamiento del cuerpo humano es la evaporación del sudor. Se comprende que cuanto más próximos a la saturación estén los vapores del agua en el aire circundante, tanto más lentamente se evaporará el sudor y tanto menos eficaz será el enfriamiento. Esta es la causa de que la temperatura de +35°C se soporta de modo diferente en Batumi húmeda y en Jivá seca.

Todo lo dicho acerca del vapor saturado del agua puede transferirse por completo a cualquier otro líquido. Para nosotros tiene importancia comprender lo siguiente: por encima de cada liquido obligatoriamente hay una fase gaseosa y, además, este vapor en ciertas circunstancias puede llegar a ser saturado.



Equilibrio entre el líquido y el vapor.

Entre la presión del vapor saturado y la temperatura existe cierta regularidad: el logaritmo de la presión del vapor saturado es directamente proporcional a la temperatura inversa, es decir, a 1/T (aquí T es la temperatura absoluta; la escala de temperaturas absolutas se usa en la ciencia más ampliamente que la escala centígrada de temperaturas, escala Celsio). Gráficamente esta dependencia está presentada en la figura. Con ayuda de semejantes gráficas es fácil calcular la presión de saturación a cualquier temperatura necesaria. También es interesante notar que la tangente del ángulo de inclinación de la recta en la gráfica es proporcional al calor latente de vaporización. En la mayoría de los casos esta magnitud se determina precisamente de este modo: se halla la presión del vapor saturado a varias temperaturas, se construye la recta en coordenadas $\lg p$ - $1/T$ y según el ángulo de inclinación se determina la magnitud buscada.

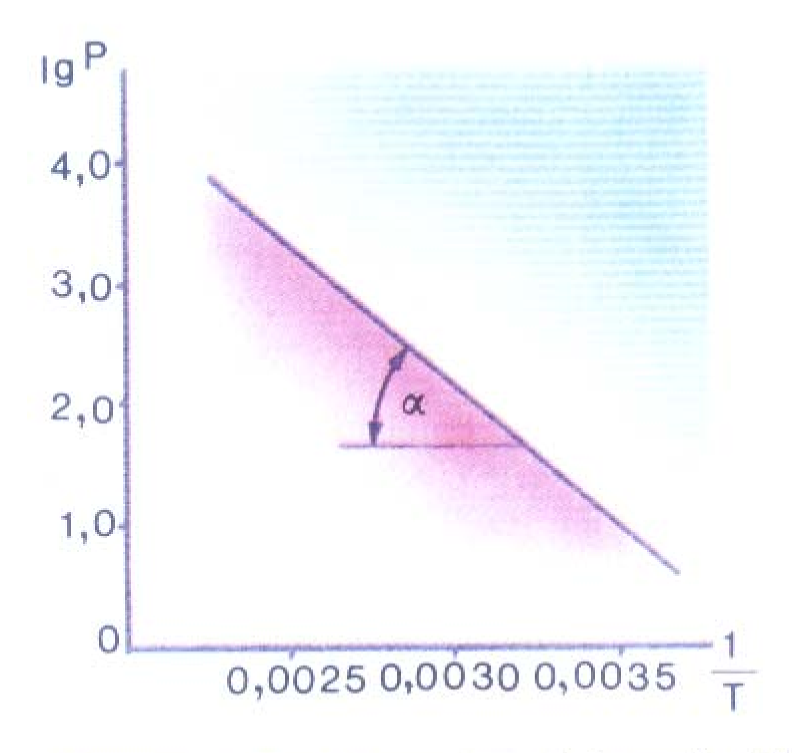
Hemos dado a conocer todas las magnitudes que constituyen la esencia de la ley de Raoult y ahora podernos aducir la formulación de la ley misma: LA PRESIÓN DEL VAPOR SATURADO SOBRE UNA SOLUCIÓN ES IGUAL A LA PRESIÓN DEL VAPOR SATURADO SOBRE EL DISOLVENTE PURO MULTIPLICADA POR LA FRACCIÓN MOLAR DEL DISOLVENTE.

Como el álgebra permite, con frecuencia, expresar la esencia del fenómeno en forma más demostrativa que las palabras, en la física se emplean las ecuaciones. Usemos también la ecuación. Designemos la presión del vapor saturado sobre la solución con la letra p y la presión del vapor saturado sobre el disolvente puro, con p_s (aquí y en adelante el índice *s* se referirá al disolvente, siendo s la primera letra de la palabra inglesa "solvent" que significa "disolvente") y, finalmente, designemos la fracción molar del disolvente con N_s. Entonces, la ley de Raoult tendrá una expresión compacta y, yo diría, incluso elegante:

$$p = p_s N_s.$$

Por cuanto hemos recurrido al álgebra, aprovechemos las ventajas que abre esta bella ciencia ante todo el que desee recurrir a ella, y analicemos la ecuación de Raoult. Este análisis es breve y categórico: puesto que $N_s < 1$, entonces $p < p_s$. Propiamente dicho, se podría limitarse a esto, ya que todo está dicho. Pero, por lo visto, es necesario completar el álgebra, que es demasiado seca, con algunos comentarios.

$N_s < 1$. Esto está claro. La fracción molar (¡fracción es una parte de la unidad!) según la definición, siempre es menor que la unidad. Siendo así, $p < p_s$, es decir, la presión del vapor saturado sobre la solución siempre es inferior a la presión del vapor saturado sobre el disolvente puro.



Dependencia entre el logaritmo de la presión del vapor saturado y la temperatura inversa.

Cuando en los libros de divulgación científica (e incluso en los manuales) se trata de la relación que existe entre el punto de ebullición y la presión, siempre se narra la misma historia que, a decir verdad, ya da fastidio, acerca de un alpinista desafortunado que, al subir a la cima cubierta de nieve, que se alza más allá de las nubes, trata sin éxito preparar allí un huevo pasado por agua. En varios períodos de mi vida me daba lástima este pobrecito por causas distintas. En mi infancia (bastante tierna) me compadecía del deportista que tenía hambre: es natural que no podía admitir la idea de que el alpinista, pese a toda su valentía, atreva a desayunarse con un huevo crudo. Siendo ya mayor, este deportista me dejaba perplejo (e incluso ahora, a decir verdad, no puedo encontrar la respuesta a la pregunta): ¿para qué necesitaba el alpinista llevar consigo a la cumbre un huevo crudo? ¿ Y cómo se ingenié para llevarlo hasta allí? Tal vez lo llevara en la mano todo el tiempo. Actualmente lo sé que si un alpinista tenía tantas ganas de degustar un huevo pasado por agua, no debía humillarse ante la presión exterior. Sería mejor preocuparse por llevar a la cumbre una cacerola hermética. Por eso no nos ocuparemos ahora de la relación existente entre el punto de ebullición de una solución y la presión exterior, sino que entre este punto y la presión del vapor saturado. Precisamente ésta es siempre inferior a la del disolvente puro. Así, pues, la solución siempre hierve a una temperatura más alta que el disolvente.

La solución hierve... La ley de Raoult permite establecer la dependencia cuantitativa entre el punto de ebullición de la solución y su concentración. Como cada disolvente hierve a su "propia" temperatura, es más cómodo que la relación no se establezca directamente entre la concentración de una solución y su temperatura de ebullición, sino entre la concentración de esta solución y la magnitud en que la temperatura de ebullición de la solución supera la temperatura de ebullición del disolvente. Esta magnitud se designa con el símbolo T_e. De este modo, la temperatura de ebullición de una solución es igual a $T_e + \Delta T_e$ (ΔT_e es la temperatura de ebullición del disolvente). La relación entre ΔT_e y la concentración es muy simple:

$$\Delta T_e = K_e C_m.$$

En esta ecuación sencilla C_m es la concentración molal o la molalidad (más arriba se expuso este modo de expresar la concentración de las soluciones). La ecuación se traduce al lenguaje "físico" muy fácilmente: la elevación del punto de congelación de una solución es directamente proporcional a la concentración (molal) del soluto, es decir, cuanto mas alta sea la concentración de la sustancia disuelta, tanto más alta será la temperatura de ebullición de la solución.

Ahora bien, la ecuación contiene una magnitud más: K_e,. A la pregunta ¿qué cosa es?, los manuales dan una respuesta breve y, sin duda alguna, correcta: es el factor de proporcionalidad.

Que me permitan hacer aquí una pequeña digresión de carácter semilírico. ¡Los factores de proporcionalidad! ¡Cómo no les quería en la escuela e incluso al terminar la universidad, no llevé en mi corazón el amor apasionado por vosotros! Juzgue Ud. mismo, se deduce una fórmula cualquiera, se presentan unos razonamientos rigurosos, se aplican estrictamente las matemáticas. Y de repente, no se sabe de dónde y no se comprende para qué, aparece el factor de proporcionalidad.

Trataré de rehabilitar estos famosos factores. La última de las ecuaciones aducidas que relaciona el aumento de la temperatura de ebullición de la solución con su concentración es un buen pretexto para esto. Se puede afirmar categóricamente que sin el factor de proporcionalidad ésta y las demás ecuaciones estarían desprovistas de sentido. Probemos por un minuto (¡no más!) eliminar de la ecuación el factor K_e. Resultará, por no decir otra cosa, un disparate: los grados (el aumento de la temperatura de ebullición se expresa, como es natural, en grados) son iguales a la concentración. La temperatura no puede ser igual a los moles. Por eso para justificar el signo « = », es preciso multiplicar uno de los miembros de la ecuación por algo que pusiera en orden, por lo menos, la dimensionalidad. Este "algo" es precisamente el factor de proporcionalidad K_e cuya dimensionalidad es grado/mol. Como ve Ud., la introducción de este factor pone todo en su lugar, los "grados" son iguales a los "grados" y la ecuación adquiere un sentido físico muy concreto.

No estaría de más buscar un sentido semejante para el mismo factor K_e. No es difícil hacerlo: para eso es preciso atribuir a todas las magnitudes, que se encuentran en compañía del factor, los valores unitarios. Supongamos que la ecuación aducida se refiere a la solución que tiene una concentración de 1 (1 mol entre 1000 g de disolvente). En este caso K_e significará el aumento de la temperatura de ebullición de la solución monomolal. Y esto es todo.

En la ecuación considerada el factor de proporcionalidad fue denominado constante ebulloscópica (de la palabra latina *"ebullire"*). Cada disolvente se caracteriza por su propia constante ebulloscópica inherente sólo a éste. Para el benceno, por ejemplo, esta constante es igual a 2,6 grado/mol; para el alcohol etílico, 1,2 y para el agua, 0,53. Como vemos, el agua aquí también es la primera, pero, desde atrás. No hay nada de extraño en esto, puesto que nada puede haber de extraño cuando se trata del agua.

Y aún más interesante es que el aumento de la temperatura a que hierve la solución no depende de la naturaleza del soluto. Si en 1000 g de agua se disuelve una molécula gramo, digamos, de glucosa (o sea, 180 g), y en el segundo caso en la misma cantidad de agua se disuelve una molécula gramo de urea (es decir, 60 g), ambas soluciones hervirán a 100,53°C (temperatura a que hierve el disolvente puro + la constante ebulloscópica). No es difícil ver, de la misma ecuación, que si en 1000 g de agua se disuelve 0,5 mol de sustancia (o sea, en los ejemplos aducidos, aproximadamente, 90 g de glucosa o 30 g de urea), la solución ebullirá a la temperatura de 100,265°C (temperatura a que hierve el agua pura + $K_e \cdot 0,5 = 100 + 0,53 \cdot 0,5 = 100,265$°C).

La solución se congela... Ahora se conviene aducir otra ecuación muy parecida a la recién examinada. He aquí la ecuación:

$$\Delta T_c = K_c C_m.$$

En efecto, casi no se diferencian. Se cambiaron sólo los índices. En vez de *"e"* apareció *"c"*, que en el caso dado designa la palabra "congelación". Por tanto, el descenso del punto de congelación de la solución es directamente proporcional a la concentración (molal) de la misma. En efecto, cuanto más alta sea la concentración de la solución, tanto menor será la temperatura a la cual se congela.

No contaré de qué modo surgió esta ecuación; su deducción se diferencia poco de la de la ecuación que determina la temperatura de ebullición. La diferencia, quizás consista en que el factor de proporcionalidad se llama constante crioscópica y su sentido físico es la reducción de la temperatura a que se congela la solución monomolal.

Las constantes crioscópicas de distintos disolventes varían dentro de unos límites bastante amplios. La constante crioscópica del fenol es igual a 7,4 grado/mol (es decir, la solución monomolal de cualquier sustancia en el fenol se congela a una temperatura 7,4°C más baja que la del fenol puro), el nitrobenceno tiene una constante de 6,9; el benceno, 4,9. El agua se caracteriza por tener la constante crioscópica más pequeña de entre todos los disolventes; ésta equivale sólo a 1,84 grado/mol.

Lo mismo que en el caso anterior, la ecuación de las temperaturas de congelación permite calcular el punto al cual se congela la solución. De este modo, las soluciones monomolales de glucosa y de urea en el agua (de las cuales hemos hablado en relación con su temperatura de ebullición), se congelarán a la temperatura de –1,84°C, mientras que las soluciones semimolales, a la temperatura de –0,92°C.

Crioscopia. Ahora conviene relatar de la aplicación principal de las ecuaciones que determinan las temperaturas de ebullición o las de congelación. Para mayor brevedad consideremos sólo la ecuación ”crioscópica”, puesto que todo lo que se diga ahora acerca de su aplicación, sin la más mínima limitación, podría atribuirse a la ecuación ebulloscópica. Pues, examinemos la aplicación principal del método basado en el estudio de las temperaturas de congelación de las soluciones, o sea, la aplicación principal de la crioscopia.

Imaginémonos que un químico se ocupe de la síntesis de una sustancia nueva y aún no descrita. Como resultado de los experimentos prolongados la nueva sustancia fue obtenida, separada y purificada. Pero al químico le queda todavía por demostrar que ésta es una sustancia nueva, es decir, hace falta hacer su análisis químico. Con ayuda de unas reacciones poco complicadas el químico determina que el carbono, el hidrógeno y el oxígeno forman parte del compuesto. Por consiguiente, es un compuesto orgánico. Después de esto llega el turno del análisis cuantitativo, con ayuda del cual el químico establece su composición: 40,0% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxigeno. De aquí se deduce que entre los elementos del compuesto considerado existe la relación siguiente: C : H : O = 1 : 2 : 1.

¿Siente el químico satisfacción de hacer una conclusión semejante? No más que el matemático que, como resultado de sus razonamientos, dedujo una ecuación con dos incógnitas. En efecto, la relación existente entre los elementos permite obtener, quizás, sólo una alusión a la fórmula del compuesto. Pero no la misma fórmula. Esto puede ser el formaldehído

H
H—C=O

ya que su fórmula química corresponde precisamente a la relación obtenida de los elementos: CH_2O. Pero en la misma proporción se encuentran también los elementos.., en el ácido acético

O
H_3C—C
OH

o $C_2H_4O_2$. Resulta que muchos compuestos químicos satisfacen la relación encontrada entre los elementos. Un ejemplo más, pero lejos de ser el último entre el número de ejemplos posibles, es la glucosa $C_6H_{12}O_6$. ¿Qué debe hacer el químico? Sólo una cosa: determinar la masa molecular de la sustancia obtenida. Todas las sustancias enumeradas, aunque se caracterizan por el mismo porcentaje de los elementos que las componen, sin embargo se diferencian bruscamente por su masa molecular: el formaldehído tiene 30, el ácido acético, 60 y la glucosa, 180.

La necesidad de determinar la masa molecular del compuesto no presenta para el químico dificultades, puesto que sabe bien que la crioscopia es el método universal que se utiliza para determinar las masas moleculares.

Recordemos una vez más la ecuación $\Delta T_c = K_c C_m$; C_m es la cantidad de moléculas gramo de sustancia en 1000 g de disolvente, pero la cantidad de moléculas gramo es, a su vez, el resultado obtenido por la división de la masa del soluto por su masa molecular, es decir, g/M. Por esto la ecuación crioscópica se puede presentar en la forma siguiente:

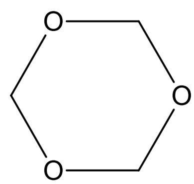
$$\Delta T_c = K_c \frac{g}{M}, \qquad \text{o} \qquad M = K_c \frac{g}{\Delta T_c}.$$

Precisamente esta ecuación le sirve al químico de guía. El pesa cierta cantidad de la sustancia, digamos 50 g, la disuelve en 1000 g del agua y luego determina la temperatura a la que se congela la solución obtenida. El experimento mostré que la solución se congela a la temperatura de –102°C. La temperatura a la que se congela el disolvente puro, o sea el agua, es igual a 0°C, por consiguiente, ΔT_c = 1,02.

El problema está resuelto. Teniendo en cuenta que la constante crioscópica del agua es igual a 1,84°C, el químico realiza fácilmente unos cálculos poco complicados:

$$M = 1{,}84 \frac{50}{1{,}02} = 90.$$

De este modo la fórmula exacta del compuesto, obtenido por el químico, es $C_3H_6O_3$. (Este compuesto se llama trioxano, su fórmula estructural es



es poco probable que tenga sentido examinar este compuesto de un modo más detallado, al fin y al cabo el químico pudo haber obtenido cualquier otro compuesto).

La crioscopia, método para determinar las masas moleculares, fue descubierta hace aproximadamente cien años, un lapso no simplemente grande, sino enorme para la química física moderna. Pese a esto durante los cien años pasados, que literalmente transformaron por completo la química física, el método crioscópico empleado para determinar las masas moleculares quedó intacto. A su tiempo este método estuvo tan en boga que hace 80 años el científico sueco Svante Arrhenius, que fue uno de aquellos investigadores gracias a los cuales la crioscopia entró en el arsenal de los métodos físico-químicos de investigaciones, escribió con orgullo legítimo y comprensible: “En Europa de nuevo vino el periodo glacial...” Pero hoy día, cuando ya no está lejos el siglo XXI, la crioscopia sigue siendo el método principal para determinar las masas moleculares de las sustancias en las soluciones.

Con la determinación de las masas moleculares de las sustancias en las soluciones de ningún modo se agotan las posibilidades de la crioscopia. Recurramos nuevamente a nuestro químico, a quién le hemos invitado varias veces para ilustrar diferentes principios teóricos. Imaginémonos que el químico lleva a cabo el siguiente experimento. Se preparó una solución monomolal de hidrato sódico NaOH en 1000 g de agua. El químico determina la temperatura a que se congela la solución. ¿Qué valor ha de obtenerse?

—¿Es una pregunta para repasar el material estudiado? —se sonreirá el lector ducho. Ni que reflexionar tiene: si es una solución monomolal, el descenso de la temperatura de congelación ha de ser igual a la constante crioscópica; de este modo la solución tiene que congelarse a la temperatura de –1,84°C.

El razonamiento es irreprochable. Pero nuestro químico-experimentador es muy versado, pues encontró que la solución monomolal del hidrato sódico se congela a la temperatura de –3,68°C, es decir, la baja de la temperatura de congelación, observada durante el experimento, supera precisamente en dos veces el valor esperado. El razonamiento es justo, el experimento es correcto... Pero, ¡la verdad es una sola!

En vez de ayudar al lector a superar esta evidente contradicción, la contaré otro experimento llevado a efecto por nuestro químico. Esta vez como disolvente el químico tomó el benceno (su constante crioscópica es igual a 4,9); en 1000g de este disolvente él disolvió una molécula gramo de alcohol metílico CH_3OH (o sea, 32 g). La pregunta es: ¿qué descenso de la temperatura de congelación de la solución hallará el químico en este experimento?

Es lógico que después del ejemplo citado Ud. responderá con cierta precaución. Pero no hay otra salida y, puesto que la solución es monomolal, Ud. responde que el descenso de la temperatura a que se congela la solución de benceno será de 4,9°C. Otra vez su razonamiento es impecable. Sin embargo, el químico determiné que el descenso de la temperatura a que se congela la solución es de 2,45°C, es decir, dos veces menor que se requiere según la teoría.

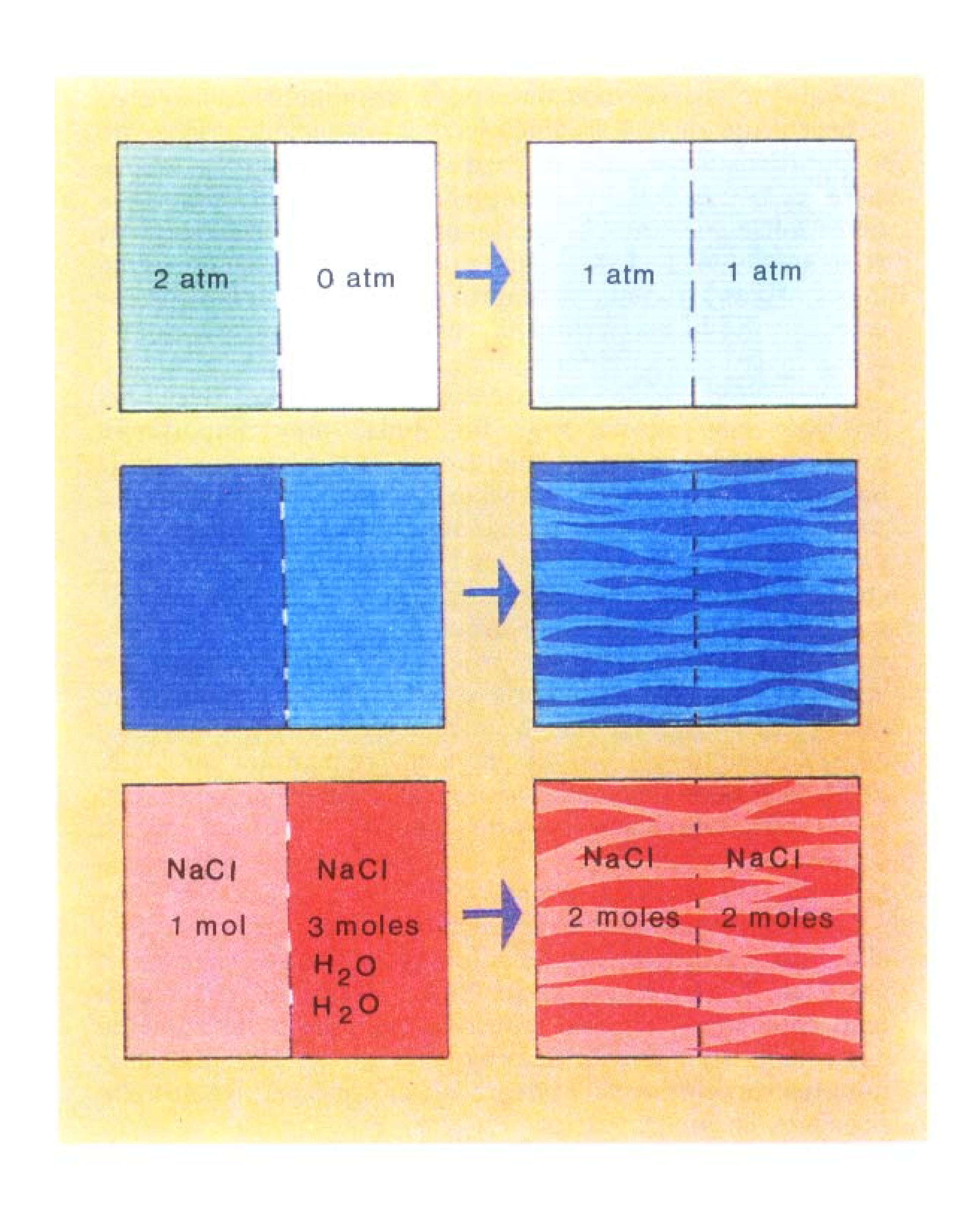
Pues, ¿por qué en el primer caso la baja de la temperatura de congelación fue dos veces superior a la teórica y en el segundo, dos veces menor?

La respuesta a la pregunta planteada la obtendremos, si precisamos las regularidades de la crioscopia (ebulloscopia) aducidas más arriba. Hablando con propiedad, el descenso de la temperatura de congelación (elevación de la temperatura de ebullición) de una solución es proporcional no tanto a la concentración de la solución, como al número de partículas de la sustancia disuelta en una unidad de volumen de la solución. “Pues, ¿y qué, —preguntará Uds, acaso no es lo mismo?” No, no es siempre la misma cosa. He aquí, por ejemplo, la solución de hidrato sódico en el agua. Si el número de moléculas en un mol de cualquier sustancia es igual a N_0 (como Ud. sabe N_0 es el número de Avogadro que es igual a $6{,}02 \cdot 10^{23}$), entonces, al disolver un mol de NaOH en agua, el número de partículas en la solución no será igual a N_0, sino a $2N_0$. Precisamente $2N_0$, puesto que es bien conocido que el hidrato sódico se disocia en el agua, formando iones de Na^+ y OH^-.

Ya no es difícil adivinar, por qué la solución del alcohol metílico en el benceno se congela a una temperatura más alta que la deducida de la ley de Raoult. La causa consiste en que el número de partículas en esta solución monomolal es dos veces menor que el número N_0. Y esto es posible sólo en el caso en que las moléculas de CH_3OH en la solución se encuentran unidas por pares o, como dicen los químicos, están asociadas. La causa de la asociación del alcohol metílico está conocida: las moléculas se unen en pares por medio de los puentes de hidrógeno, formando la siguiente molécula doble:

H_3C——O——H
H——O——CH_3

Como vemos, se abre una posibilidad más para la crioscopia (ebulloscopia) que consiste en el estudio del estado molecular de las sustancias en solución. Si. precisamente gracias a la crioscopia los químicos se enteraron de que muchas sustancias pueden encontrarse en las soluciones en estado asociado, formando dímeros (moléculas pares), trímeros (asociación de tres moléculas), tetrámeros (unión de cuatro moléculas), etc.



Surgimiento de la presión osmótica.

Aquí no disponemos de espacio para hablar acerca de la asociación de las sustancias en las soluciones. Pero no se puede omitir el hecho de que la asociación es la primera etapa en una cadena indescriptiblemente larga de transformaciones que ya había conducido al surgimiento de la materia viva. Esta cosa por sí sola adquiere gran importancia en este fenómeno. Pero los químicos se enteraron de la asociación gracias a la crioscopia...

La presión en las soluciones. Todas las deducciones descritas más arriba son, sin duda, muy importantes e imprescindibles para los químicos, y se obtuvieron sobre la base de los conceptos puramente físicos de la teoría de las soluciones. No es el primer caso, ni el último, en que la física prestó su ayuda eficaz a la química. Esto se puede comprender aunque sea a partir del cuento acerca de la presión osmótica que se da a continuación.

El autor, por supuesto, está bien seguro de que los lectores tengan en la memoria este fenómeno, pero una vez más quisiera recordar que si un recipiente, cuyo volumen es de 22,4 l, contiene 1 mol de gas a la temperatura de 273 K (0°C), la presión de este gas será igual a 1 atm. Se puede formular esta afirmación de otra manera: 1 mol de gas en condiciones normales (T = 273 K y presión p = 1 atm) ocupa un volumen de 22,4 l. Ambas definiciones nos harán falta.

Ahora imagínese un recipiente, digamos, el que aparece en el dibujo. En la parte izquierda del recipiente se encuentra el gas y en la derecha, el vacío. Si en el tabique que separa ambas mitades se abre un orificio, el gas de la parte izquierda comenzará a pasar a la derecha, y el proceso de transición que realiza el gas, continuará hasta que se igualen las presiones en ambas partes.

Ahora imaginemos el mismo recipiente, con la única diferencia de que en su parte izquierda se contiene la solución de una sustancia cualquiera y en la derecha, agua pura. Supongamos que la membrana que separa las dos mitades del recipiente es permeable sólo para las moléculas del agua (los tabiques de esta índole se llaman semipermeables). ¿ Qué proceso tendrá lugar en el recipiente? Se comprende que el agua de la mitad derecha del recipiente pasará a la izquierda. Este fenómeno se conoce bien y se llama ósmosis.

No es casual que hemos recordado la ósmosis. Precisamente este fenómeno resultó ser el puente seguro, y cabe decir muy cómodo, entre la teoría molecular de los gases y la teoría molecular de las soluciones. Este puente lo construyó el célebre físico-químico holandés Jacobo Enrique van't Hoff, con el nombre del cual está ligado un apartado grande y de suma importancia de la teoría de las soluciones.

La fuerza que hace pasar el disolvente a través de la membrana semipermeable a la solución tiene la misma naturaleza que la fuerza que obliga el gas a pasar del recipiente en el que se encontraba a mayor presión, al recipiente con una presión menor. En el caso de las soluciones líquidas esta fuerza se llama presión osmótica.

Los investigadores establecieron muy pronto que la presión osmótica de una solución es igual a la presión que produciría la misma cantidad de moles de la sustancia disuelta, si esta sustancia se encontrara en forma de gas. Fue precisamente esto lo que permitió aplicar a las soluciones muchas leyes enunciadas para los gases. También la física molecular, para la cual el centenario pasado fue el siglo del triunfo, comenzó por el estudio precisamente de los gases. Al medir la presión osmótica pueden, al igual que en el caso de la crioscopia (ebulloscopia), obtenerse muchos datos interesantes acerca de la naturaleza inherente a la solución. En efecto, se obtuvieron estos datos y existían motivos para entusiasmarse. Pero en el coro de los apologistas de la teoría física de las soluciones empezaron a oírse voces cada vez más altas de los adversarios de esta teoría. ¿Adversarios? ¿Acaso los éxitos de la teoría física no hayan mostrado con elocuencia su fertilidad? Pero el triunfo absoluto suele alcanzarse, quizás, sólo en el deporte y además por un período limitado. Pero ante todo es menester relatar algo sobre una teoría física más.

Las sustancias que se disocian en iones

Parece ser que ya en el siglo XVIII los naturalistas establecieron la posibilidad de clasificar todas las soluciones en dos grandes grupos: en el primero se encuentran las soluciones que no conducen la corriente eléctrica y en el otro, las soluciones conductoras de la corriente eléctrica. En el siglo XIX las soluciones conductoras se estudiaron, puede decirse, ¡con todas las fuerzas! Ohm determinó que las soluciones conductoras transmiten la corriente según las mismas leyes que los metales conductores. Faraday estudió a fondo el fenómeno de la electrólisis y determinó sus leyes fundamentales. Con ayuda de la electrólisis se obtuvieron *u* muchas sustancias, entre ellas el sodio y el potasio. Por primera vez las obtuvo en estado metálico el célebre científico H. Davy. Por medio de la corriente eléctrica se descompuso en sus elementos el agua. Se construyeron muchas pilas galvánicas. En las primeras ocho décadas del siglo XIX fue descubierto mucho de lo que hoy día sirve de basamento para la electroquímica, ciencia que estudia la relación entre los fenómenos químicos y eléctricos.

Pero por qué las soluciones conductoras dejaban pasar la corriente eléctrica, los científicos no lo sabían.

La teoría de Arrhenius: ventajas... A decir verdad no había escasez en teorías que explicasen el extraño hecho de que las soluciones de algunas sustancias tengan la capacidad de conducir la corriente eléctrica, mientras que las soluciones de otras sustancias estén privadas de esta propiedad. Mas era precisamente aquel caso cuando el exceso de teorías certificaba sólo que todas estas teorías fueron malas. Puesto que si se dispone de una teoría correcta, desaparece la necesidad de las demás. Pero semejante teoría no existía hasta los años 80 del siglo pasado, cuando Svante Arrhenius se ocupó del estudio de las soluciones conductoras.

Si presentamos en una frase la esencia de la teoría de la disociación electrolítica de Arrhenius (a nuestro juicio no vale la pena exponer aquí el contenido de esta teoría en forma más desarrollada, puesto que ésta se estudia muy detalladamente en el curso escolar), esta frase se formularía aproximadamente así: LOS ELECTRÓLITOS (o sea, las sustancias cuyas soluciones dejan pasar la corriente eléctrica), DURANTE LA DISOLUCIÓN, SE DESCOMPONEN EN IONES.

Hoy día parece que no costó ningún trabajo crear la teoría que se basa en una premisa tan evidente (¡desde el punto de vista de los conocimientos de hoy día!). Pero en el año 1884 Arrhenius, hablando en plata, se mostró cauteloso para no exponer en forma tan categórica la idea fundamental de su teoría; tuvo toda la razón para suponer que sus colegas criticarían severamente esta idea sin dejar piedra sobre piedra. Por esto Arrhenius, en su primera publicación dedicada a la teoría de la disociación electrolítica, prefirió camuflar los postulados que podían provocar las más calurosas disputas con una terminología poco indecisa.

Arrhenius conocía qué punto de su teoría criticarían los opositores, conocía y tenía miedo a esta crítica, porque no estaba en condiciones de responder a sus objeciones. Lo peor de todo fue que Arrhenius no tuvo incluso la más mínima idea acerca de la causa de que los electrólitos se disociaban en iones, qué obligaba al catión cargado positivamente y al anión cargado negativamente separarse uno de otro. Pero por otra parte, todos los experimentos realizados por él e incluso algunos experimentos de las generaciones anteriores de experimentadores, la amplísima gama de propiedades físicas y químicas de las soluciones de electrólitos, todo esto le condujo a la conclusión lógica de que en las soluciones de electrólitos efectivamente existen iones.

Sin embargo, el éxito de la nueva teoría fue tan impresionante y se aceptó (aunque no generalmente) con tanto entusiasmo que sobre este fondo se olvidaron todas las dudas.

La teoría de la disociación electrolítica, de una manera convincente, explicó muchos datos que se conocían desde hacía mucho tiempo, pero pese a esto permanecían incomprensibles. Así, con mucha lógica, se explicaron las regularidades del cambio de la conductibilidad eléctrica de las soluciones, que tiene lugar cuando se varia la concentración de los electrólitos. La diferencia en las propiedades de algunos electrólitos se explicó razonablemente por el hecho de que éstas se subdividen en fuertes, que se disocian por completo en iones en la solución, y débiles que se disocian en iones sólo en parte.

Esto a su vez explicó también la conducta crioscópica de las soluciones de electrólitos. El descenso de la temperatura, a que se congelan las soluciones de los electrólitos fuertes, fue considerablemente mayor que la que debería producirse según la teoría; esto correspondía a una desintegración total en iones de las sustancias disueltas, a consecuencia de lo cual la magnitud ΔT_c para la solución, digamos, de NaCI superaba dos veces la teórica, puesto que el cloruro sódico se descompone en 2 iones; pero en caso de $CaCl_2$ la magnitud ΔT_c fue incluso tres veces mayor que la correspondiente a la teoría, ya que este electrolito, siendo disuelto en agua, se disocia en 3 iones. Mas en las soluciones de los electrólitos débiles, por ejemplo, en la solución del ácido acético en agua, la baja de la temperatura también fue mayor que la correspondiente a la teoría, pero, sin duda, no en dos veces, por cuanto los electrólitos débiles se disocian en iones sólo parcialmente.

Precisamente en aquel tiempo se dio conocimiento de un hecho experimental que en seguida hizo a Svante Arrhenius y Jacobo Enrique van't Hoff correligionarios. Si se conoce la magnitud ΔT_c de las soluciones de los electrólitos débiles es posible determinar el grado de disociación electrolítica, midiendo la conductibilidad eléctrica. Se comprende que esta última tiene vínculos estrechos con la disociación: cuanto más alto sea el grado de disociación, tanto mayor será la cantidad de iones en la solución y, por consiguiente, la conductibilidad eléctrica de la solución. Ocurrió que ambos métodos dieron resultados que coincidían de modo excelente. ¡Podría existir la confirmación más sólida de que los iones existen realmente!

Pero los éxitos más grandes esperaban a la teoría de la disociación electrolítica en la explicación de las propiedades químicas que poseen las soluciones de los electrólitos. En el momento de la aparición de esta teoría se conocía un número bastante grande de ácidos fuertes (HCl, HNO_3, H_2SO_4, etc.) y de álcalis fuertes ($NaOH$, KOH, $Ba(OH)_2$) para que el número de reacciones posibles de neutralización sea bastante considerable. Pero lo curioso es que, cualquiera que sea el ácido o el álcali que se tome, el efecto térmico de la reacción de neutralización prácticamente siempre es el mismo: 57 kJ (si a 1 mol de álcali le corresponde una cantidad adecuada de ácido). Resulta que existen muchos ácidos y álcalis, pero la reacción de neutralización es única.

Seguramente que es única y la teoría de la disociación electrolítica lo confirma con toda evidencia. Tomemos a titulo de ejemplo la reacción de neutralización del ácido clorhídrico HC1 con la potasa cáustica KOH. Es muy fácil escribir esta reacción:

$$HCl + KOH = KCl + H_2O.$$

En general esto está escrito correctamente, pero es necesario tomar en consideración que según la teoría de la disociación electrolítica en las soluciones iniciales tanto HCl como KOH están totalmente disociados en iones, al igual que el producto de su interacción KCl, a diferencia, sea dicho de paso, del agua, la cual, si se la compara con los demás participantes de esta reacción, no disocia en lo más mínimo. La reacción "precisada" de la neutralización se escribirá ahora del modo siguiente:

$$H^+ + Cl^- + K^+ + OH^- = K^+ + Cl^- + H_2O$$

Pero en ambas partes de la igualdad se pueden eliminar los sumandos iguales; entonces resulta:

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

Obtuvimos lo que debíamos obtener: la reacción de neutralización no depende de la naturaleza del catión de la base ni del anión del ácido, puesto que esta reacción en todos los casos se reduce a la interacción entre los iones H^+ y OH^-. Precisamente por esto el efecto térmico de todas estas reacciones es el mismo.

Aquí no está enumerada ni la más pequeña parte de los logros triunfales de la teoría de la disociación electrolítica. Se podría recordar cuán convincentemente explicó esta teoría una serie de regularidades en la ciencia acerca de la velocidad con que transcurren los procesos químicos, cómo, de una manera lógica y clara, interpretó algunos casos de la catálisis y mucho más. Esta teoría explicó mucho, predijo mucho, unió en forma persuasiva y natural muchos factores sueltos.

Y a pesar de todo esto no fue suficiente.

...y las desventajas. Dmitri Ivánovich Mendeléiev fue un adversario categórico de la teoría de la disociación electrolítica, adversario marcial y activo. Y tras Mendeléiev seguían muchos químicos rusos y algunos de otros países.

Incluso en los libros biográficos serios muchos autores tratan de presentar el hecho de que Mendeléiev no hubiera admitido la teoría de la disociación electrolítica como una equivocación del gran sabio o, en el mejor de los casos, una excentricidad. Según ellos las extravagancias e incluso caprichos, con frecuencia, son propios a los genios. Tolstoi no reconocía a Schakespeare, Verdi a Wagner y, del mismo modo, Mendeléiev a Arrhenius. No cabe duda de que ésta es una apreciación extremadamente incorrecta de la posición de Mendeléiev y de sus partidarios.

Tratemos de exponer las objeciones contra la teoría de la disociación electrolítica que presentaba Mendeléiev, recurriendo, para la simplificación, a la terminología moderna. Es aún más oportuno hacerlo, puesto que para aquel entonces cuando se acaloraron las discusiones entre los partidarios de la teoría física de las soluciones (Arrhenius) y los de la teoría química de las soluciones (Mendeléiev), es decir, para finales del siglo XIX y comienzo del siglo XX, en la química física los conceptos energéticos ya habían sido elaborados con suficiente profundidad.

Así, los científicos tenían ya una idea bastante clara acerca de la energía que tiene la red cristalina del cloruro sódico NaCl. Conocían que esta energía constituye, aproximadamente, 800 kJ. Esto quiere decir que para separar los cationes de los aniones en 1 molécula gramo de NaCl, o sea, en 58,5 g de sal, es preciso gastar 800 kJ. ¿Es mucho o poco? Quién sabe... Véase el dibujo. ¿Qué es esto? ¿Es el experimento con los hemisferios de Magdeburgo realizado con medios técnicos modernos? No lo es; en este experimento imaginario 20 automóviles separan los cationes y los aniones de 1 molécula gramo de sal gema y logran hacerlo no sin dificultad.

Mas lo que pueden hacer dos decenas de coches modernos y además a riesgo de estropear sus motores (una vez más hago constar que “el experimento” en el que los iones del cristal de la sal se separan entre sí con ayuda de automóviles no es más que un procedimiento literario) con una facilidad asombrosa se logra agregando un vaso del agua.

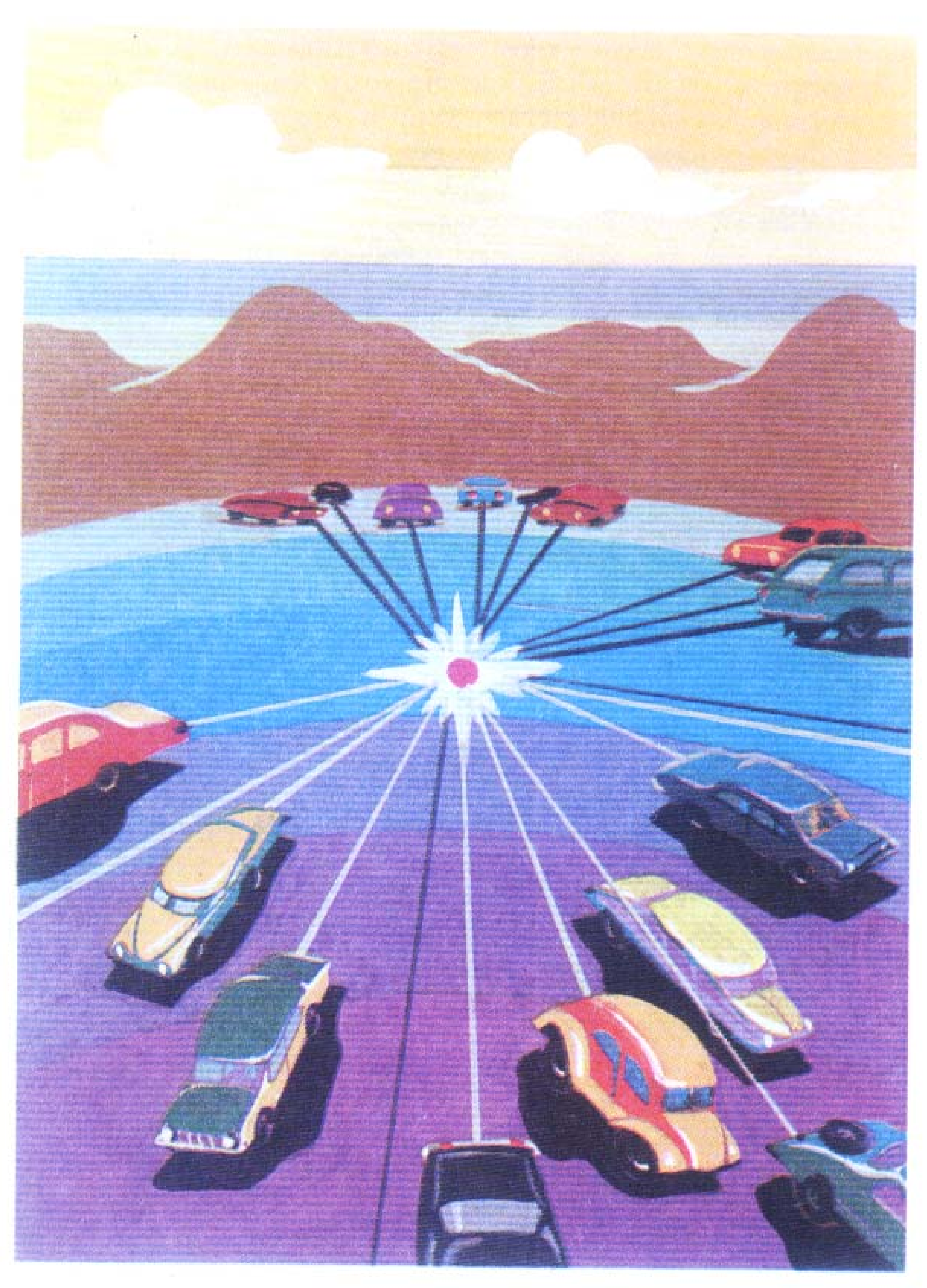


Ilustración de un experimento imaginario en el que “se separan” los iones que forman una molécula gramo de cloruro sódico.

Pero la energía no puede surgir “de la nada”. Pues nadie abolió el principio de la conservación de la energía y su intangibilidad era evidente para Mendeléiev incluso entonces, a finales del siglo XIX y comienzo del XX. Si al agregar el agua las moléculas de NaCl se descomponen en iones, ellas pueden tomar la energía necesaria para superar la atracción entre cationes y aniones sólo y exclusivamente del agua. Es evidente que de algún modo la energía del movimiento térmico que poseen las moléculas del disolvente pasa al cloruro sódico, lo que le permite descomponerse en iones. Pero esto conduce inevitablemente a la disminución de la energía de las moléculas del agua, es decir, en este caso ha de bajar la velocidad de movimiento de éstas y, por lo tanto, la temperatura de la solución.

Supongamos que para preparar la solución se tomó el agua, cuya temperatura era de 20°C. La pérdida de 4 kJ por cada litro de agua produce el descenso de la temperatura en 1 grado, aproximadamente. No es difícil calcular que si la energía consumida durante el proceso de disociación del electrolito se toma del movimiento térmico de las moléculas del agua, la temperatura de la solución obtenida tendría que descender en... 200 grados y de este modo sería igual a –180°C. Se puede presentarlo de otra manera: si se tratara de echar sal a la sopa, ésta se transformaría instantáneamente en un bloque de hielo.

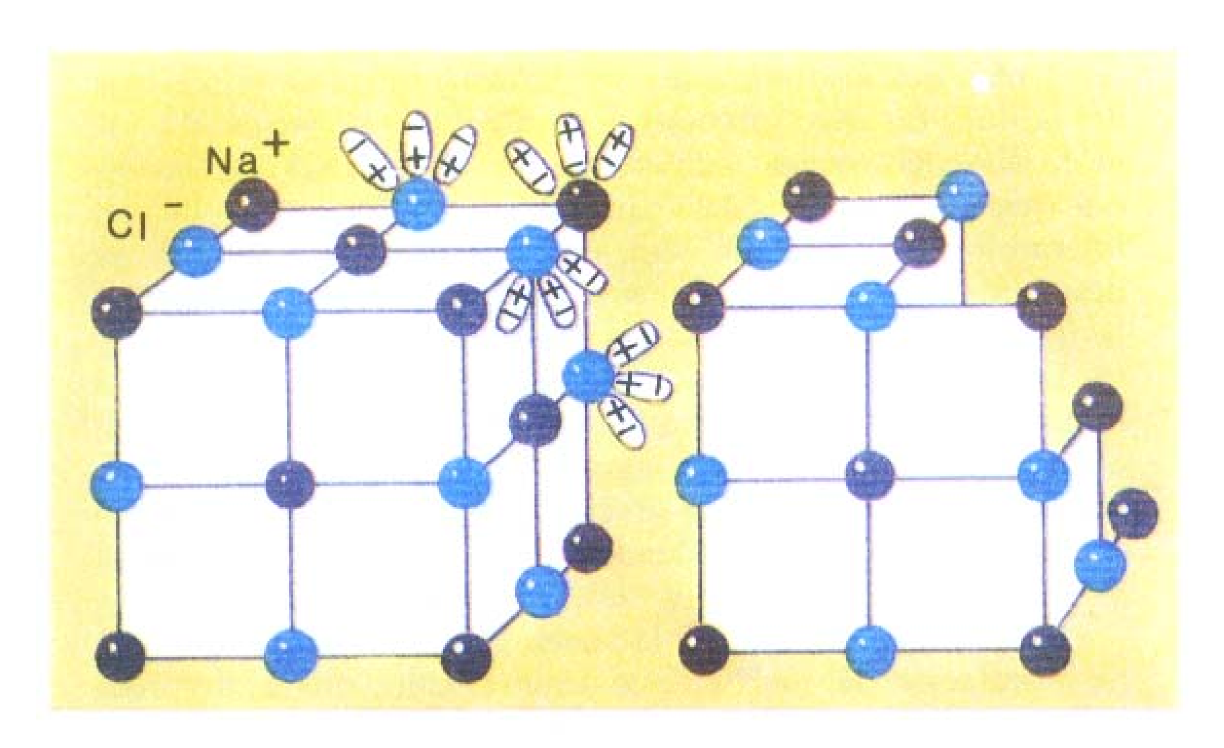
Sin duda cada lector había preparado en su vida alguna solución. Ud. había notado que en ciertos casos la temperatura cambiaba. Pero, en primer lugar, este cambio muy rara vez superaba unos cuantos grados y, en segundo lugar, lo que es más importante, al formarse la solución, su temperatura, con bastante frecuencia, incluso subía. Y además, en algunos casos este aumento de la temperatura fue hasta tal grado considerable que la solución se calentaba.

Un científico ingenioso aprovechó esta circunstancia para construir "la estufa química". Cuando en invierno se iba dc caza, llevaba consigo recipientes con álcali cáustico (duro) y ácido sulfúrico concentrado. Primero, preparaba la solución del álcali. Si los cristales del álcali cáustico se cubren con agua, la solución formada se calienta fuertemente. Luego preparaba la solución del ácido sulfúrico; en este caso además tenía lugar un fuerte calentamiento. Y. por fin. mezclaba ambas soluciones; y, como sabemos, durante la reacción de neutralización se desprende una cantidad considerable de calor. Claro está que con semejante "estufa" no se puede preparar la comida, pero muchas horas se puede calentar las manos.

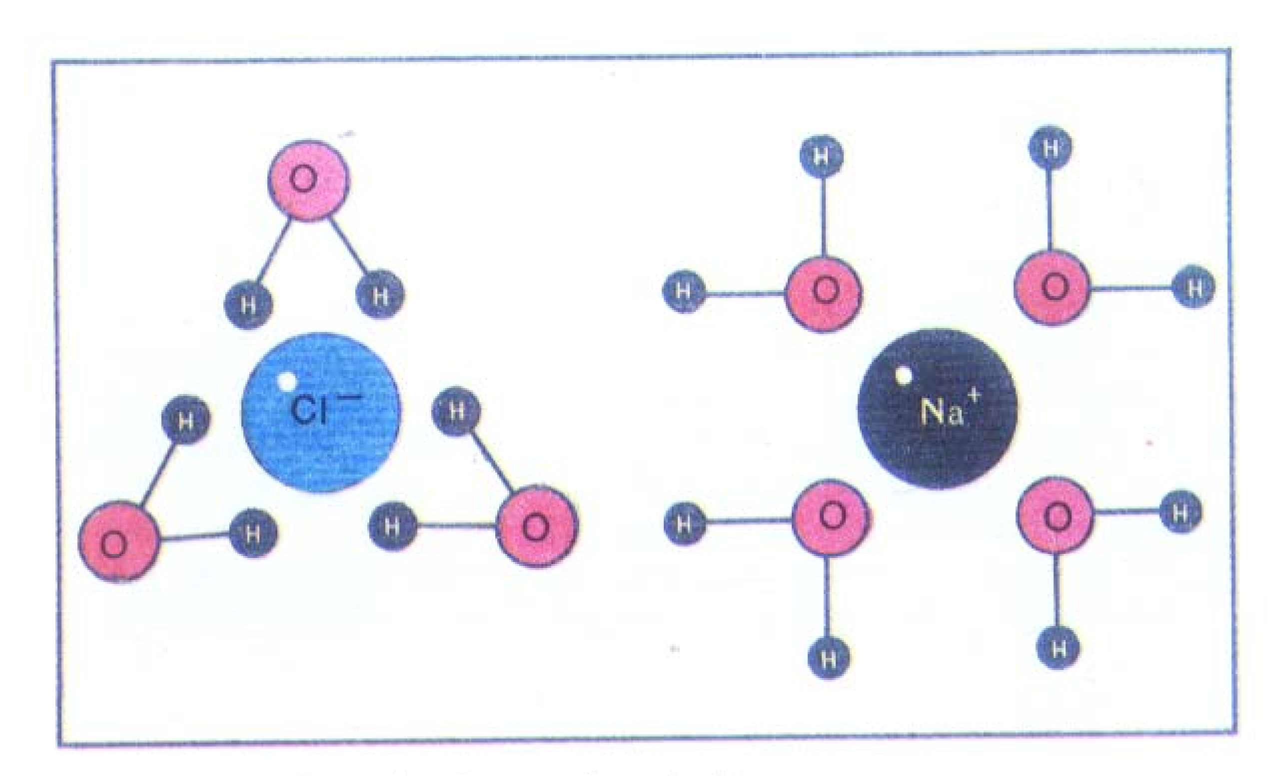
Teoría química de las soluciones. Mendeléiev en contraposición, no, mejor dicho en adición a la teoría de la disociación electrolítica, presentó la teoría química de las soluciones, según la cual la formación de una solución es siempre la interacción química de la sustancia disuelta con el disolvente y precisamente ésta da la energía necesaria para desintegrar las moléculas neutras del electrolito en iones.

La teoría química aclaraba muchas cosas. Por ejemplo, el hecho del calentamiento durante la formación de las soluciones, inexplicable dentro de los marcos de la teoría física (como se observó, digamos, en el caso de la "estufa química"). Pero si se tiene en cuenta que la formación de la solución del álcali o del ácido es, en primer lugar, la formación de los compuestos de las moléculas de KOH o H_2SO_4 con el agua, o sea, un proceso químico en que se libera el calor, entonces todo se explica en forma lógica.

Pasemos varias décadas y refirámonos a aquel tiempo cuando fue descubierto el mecanismo de la disociación electrolítica. Recordemos lo que se dijo entonces acerca de la estructura de la molécula del agua: en ésta las cargas positivas y negativas están separadas. Por esto cuando el cloruro sódico cristalino entra en contacto con el agua, las moléculas del disolvente atacan ferozmente a las moléculas de la sal. En este proceso los extremos positivos de las moléculas del agua se adhieren a los aniones Cl^-, mientras que los negativos, a los cationes Na^+. En curso de tal interacción, o cualquier otra, entre las cargas opuestas, se desprende energía; precisamente ésta se consume en romper la ligazón entre el catión y el anión.



Esquema de la disolución del cristal de la sal gema.



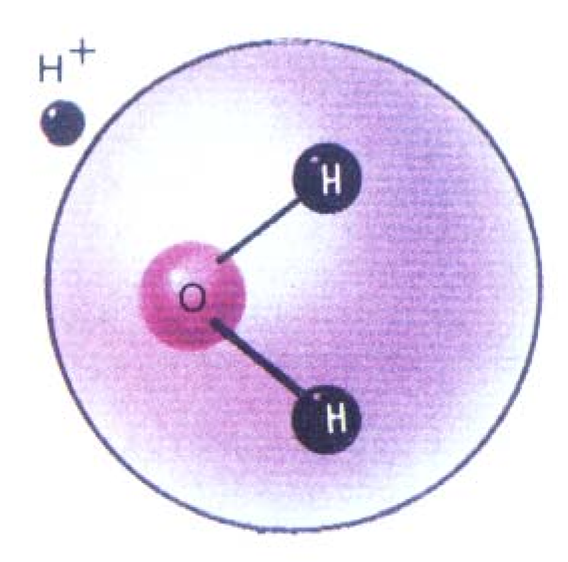
Iones de sodio y de cloro en la solución.

El proceso en el que los iones interaccionan con las moléculas del disolvente, se llamó solvatación (cuando como disolvente interviene el agua, este proceso se llama hidratación). Precisamente gracias a la solvatación los iones en las soluciones están rodeados de una capa bastante densa y resistente formada por las moléculas del disolvente.

Recurramos de nuevo a la terminología moderna. El calor de hidratación del ion Na^+, es decir, el calor que se desprende en la reacción química de interacción entre el catión de sodio y las moléculas de agua, es igual a 425 kJ (para Cl^- este calor es igual a 350 kJ)[*)]. En suma el calor de u hidratación de los iones formados en la disociación de la sal gema constituye 775 kJ, lo que es algo menor que la energía de enlace entre los iones en la red cristalina (800 kJ). Por esto, al disolver el cloruro sódico en el agua, tiene lugar cierto enfriamiento: el sistema cubre el déficit, tomando de las moléculas de agua aproximadamente las 25 kJ que faltan.

Tratemos ahora de dar una descripción análoga energética o, si se usa un término más preciso, termodinámica del proceso de formación de la solución del cloruro de hidrógeno en el agua; como se sabe, semejante solución se llama ácido clorhídrico. La energía de enlace entre el hidrógeno y el cloro en la molécula de HCl es igual a 1360 kJ. El calor necesario para hidratar un ion H^+ constituye 1100 kJ, lo que sumado al calor de hidratación del ion Cl^-, que hemos aducido unas líneas más arriba, dará 1450 kJ, es decir, supera notablemente la energía del enlace entre los átomos en la molécula de HCl. Precisamente por esto, al disolver el cloruro de hidrógeno en el agua, se observa un calentamiento fuerte: el calor sobrante, en comparación con la energía de enlace, que se libera durante la interacción entre los iones y las moléculas del agua, calienta la solución.

[*)] Cuando se aducen los efectos térmicos de cualesquiera procesos, está admitido referirlos a 1 átomo gramo, a 1 molécula gramo o a 1 ion gramo de sustancia.



Esquema del protón solvatado.

Como podemos ver en la discusión bastante tenaz que se llevó a efecto entre los partidarios de las teorías física y química tuvieron razón... ambas partes. “Los físicos” afirmaron con toda razón que los iones realmente existen en las soluciones de los electrólitos, “los químicos”, a su vez, tuvieron sin duda la razón cuando plantearon la interacción química entre el soluto y el disolvente como condición obligatoria para que el electrolito se desintegre en iones.

De este modo, las propiedades de la solución dependen, de manera más evidente, del carácter de la interacción química entre los componentes de la solución. Esto, por si mismo, nos obliga a examinar más detalladamente la naturaleza de semejante acción mutua.

Ácidos y bases, ¿a ver, si es tan simple?

Formulación clásica, precisiones y desperfectos. Empecemos por la descripción de llamada interacción ácido-base, o sea, por la reacción entre los ácidos y las bases. "Pero, quién no lo sabe se asombrará el lector , pues por ella empieza el estudio de la química en la escuela. ¿Qué puede ser más simple que una reacción entre un ácido y un álcali?"

Está por ver, si de verdad todo es tan simple. Primero recordemos, cómo define el manual los conceptos de "ácido" y de "base". "El ácido es una sustancia que, siendo disuelta en agua, separa los cationes de hidrógeno. La base es una sustancia que, siendo disuelta en agua, separa los iones de hidroxilo". Sin duda, estas definiciones son correctas, pero, como suelen decir los científicos, sólo en una primera aproximación. Y esta aproximación con frecuencia resulta ser insuficiente.

Empecemos por el hecho de que el catión H^+, cuya separación, en correspondencia con la formulación aducida, sirve de índice principal del ácido, no puede por sí mismo existir en la solución. Ya hemos notado (véase la pág. 33) que el catión de hidrógeno es simplemente un protón, o sea, una partícula positiva con un radio mínimo, la cual por esta razón tiene un campo electrostático de gran intensidad. En este campo las moléculas-imanes del agua sin duda se atraen al protón y se unen a él. Puede considerarse que por lo menos una molécula de agua en la solución está ligada de modo muy estrecho al catión H^+, formando el catión H_3O^+ (en realidad al protón se le une un mayor número de moléculas de agua, pero para simplificar el proceso, consideremos que la unión se limita al ion H_3O^+)**.** También es oportuno recordar que la interacción con el disolvente, en general, es una condición obligatoria de la aparición de los iones en la solución; por esto el proceso, a consecuencia del cual en la solución surgen los iones, para cualquier ácido HA (A es cualquier anión, por ejemplo, Cl^-, NO_3^-, CH_3COO^-, etc.), se escribirá así:

$$HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$$

La precisión que sigue se refiere al disolvente de que se trata en las formulaciones aducidas. Si nos atenemos a estas definiciones, resulta que los ácidos y las bases pueden existir sólo en soluciones acuosas. El agua, como hemos visto, en todos los sentidos es un liquido extraordinario, pero ¿lo es hasta tal grado como para tener el derecho monopólico de formar las soluciones de ácidos y de bases?

Sin duda, la respuesta es negativa. Si se disuelve, por ejemplo, el ácido nítrico en cualquier disolvente no acuoso, digamos, en el alcohol etílico C_2H_5OH, podemos cercioramos de que la solución formada se diferencia poco de la solución acuosa del ácido nítrico (la distinción más importante consiste sólo en el hecho de que el ácido nítrico en la solución alcohólica, a diferencia de la acuosa, es un electrolito débil). El protón “desnudo” no puede existir en esta solución y por tanto también se agrega una molécula de alcohol, y el mismo proceso en que surgen los iones del ácido HA en la solución alcohólica se escribirá del modo siguiente:

$$HA + C_2H_5OH = C_2H_5OH_2^+ + A^-$$

Lean una vez más la definición del concepto de “ácido” que se aduce más arriba. ¿Qué queda de ella? Creo que poco. En primer lugar, no es obligatorio disolver el ácido en el agua; en segundo lugar, tampoco se separa el catión de hidrógeno, sino una partícula considerablemente mas complicada. Y, además, en los distintos disolventes un mismo ácido da diferentes cationes. Resulta que es preciso buscar una nueva definición. Es una lástima: la antigua formulación nos era familiar y comprensible.

No vale la pena afligirse por una formulación “antigua”. Como se dice, lo importante es la verdad... No obstante, no podemos decir que criticando esta formulación hemos sufrido sólo pérdidas y nada hemos adquirido. Al revés, al mismo tiempo hemos formulado dos indicios importantísimos del ácido en el marco de la teoría de la disociación electrolítica. Resulta ser que el ácido revela sus propiedades sólo en solución y además el papel del disolvente se descubre ante todo en la interacción química con la molécula del ácido*).

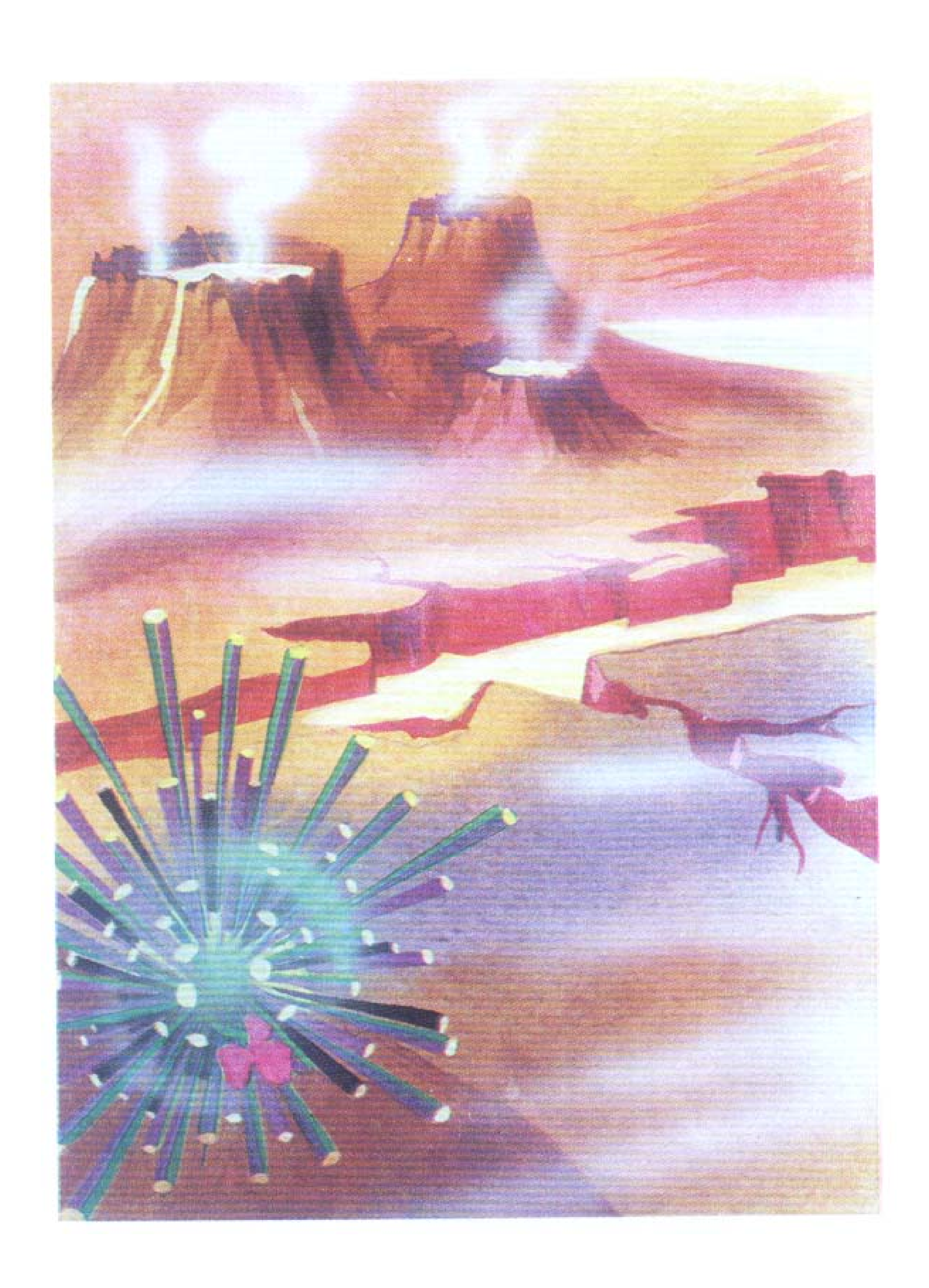
Teoría de los sistemas de la solvólisis (solvosistemas). Ahora es el momento oportuno para que el lector se familiarice con la teoría ácido-base que lleva el nombre de teoría de los solvosistemas (de la palabra inglesa “solvent” disolvente).

La teoría de los solvosistemas se basa en... Un momento, tal vez tenga sentido hablar primero del intrépido capitán Iyon Tiji, cuyas extraordinarias aventuras con tanto talento describió en “Diarios astrales” el excelente escritor polaco de novelas de ciencia-ficción Stanislav Lem. En su 25° viaje cósmico el célebre pionero del cosmos, cuya gloria, se puede considerar, eclipsó la del otro valiente —barón Münchhausen, visitó el lejano planeta “Ardiente”. Es un planeta como los demás, bastante parecido a la Tierra. Pero hay diferencia: en este planeta el amoniaco líquido sustituye al agua.

Ahora bien, resulta que el asunto no se limita al hecho de que los habitantes del “Ardiente” apaguen su sed con el liquido NH_3. El amoníaco sustituye por completo al agua en el “Ardiente”. Los ríos, los mares y los océanos se componen de amoníaco. Todos los procesos en este planeta se realizan en soluciones de amoniaco. Además, igual que los organismos que habitan la Tierra se componen en lo fundamental de agua, del mismo modo la vida en el “Ardiente” se basa sobre el amoniaco.

---

*) Todo lo que se dijo sobre la definición del concepto de “ácido” se puede transferirlo también al concepto de “base”.



En una ocasión, paseando por el "Ardiente", el valiente capitán Tiji oyó a los habitantes de este planeta interesarse en las perspectivas de la cosecha de sal amoniaco...

La teoría de los solvosistemas se basa en el hecho de que gran cantidad de disolventes, se puede decir todos, al igual que el agua poseen la capacidad de autodisociación (autoionización). Recordaré de qué se trata. En el curso escolar acerca de la teoría de la disociación electrolítica se dice que el agua, aunque en grado insignificante, se descompone espontáneamente en iones:

$$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$$

Según lo comprendemos ahora esta ecuación requiere una precisión bastante seria. Recuerden, ya hemos hablado de que el protón "desnudo" no puede existir en una solución: al unirse una molécula de agua, éste se transforma en un catión hidronio: $H^+ + H_2O = H_3O^+$. Por consiguiente, el proceso de autoionización del agua se escribiría más correctamente así:

$$2H_2O = H_3O^+ + OH^-$$

Examine bien la ecuación de disociación electrolítica del ácido. Ud. podrá notar en seguida que la disociación del ácido conduce a que en la solución surge el mismo catión que se forma en el transcurso de la autoionización del agua. Por consiguiente, podríamos decir que el ácido en una solución acuosa es una sustancia que durante la disolución forma un catión homónimo con el catión que se produce en la disociación del agua. Pero en lo que se refiere a la base, ésta es la sustancia que en el transcurso de la disociación da un anión homónimo con el anión formado en la autodisociación del agua. Tales definiciones son algo embarazosas, pero sin duda justas.

Puesto que los ácidos y las bases pueden existir no sólo en soluciones acuosas, y puesto que la autoionización tiene lugar también en todos los demás disolventes, podemos aducir las definiciones generales de los conceptos de "ácido" y de "base" dentro de los marcos de la teoría de los solvosistemas.

El ácido es una sustancia que produce en la solución un catión homónimo con un catión de disolvente, y la base, una sustancia que forma en la solución un anión homónimo con un anión de disolvente.

Conociendo la formulación esencial de la teoría de los solvosistemas, podemos, tras el capitán Tiji, realizar un viaje al planeta "Ardiente". Bueno, se pueden llevar a cabo experimentos con el amoníaco liquido también aquí, en la Tierra. Sí, con este disolvente se han efectuado (el amoniaco se licua a la temperatura de –33°C) muchos experimentos y se han obtenido resultados muy interesantes. Se ha establecido que el amoníaco liquido presenta la autoionización según la ecuación:

$$2NH_3 \leftrightarrows NH_4^+ + NH_2^-$$

Quiero atraer su atención al hecho de que los procesos de autoionización del agua y del amoníaco se parecen uno a otro como... Pero, para qué decir "parecen"; en esencia son procesos de la misma naturaleza: de una molécula de disolvente se separa un protón que inmediatamente se une a otra molécula. La molécula que perdió el protón, presenta una carga negativa y, por consiguiente, se convierte en anión (OH^-, NH_2^-), y la molécula que se apoderó del protón, se transforma en catión (H_3O^+ , NH_4^+).

Al disolver en el agua cloruro de hidrógeno, como resultado de la interacción química, se forma el ácido:

$$HCl + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + Cl^-$$

Del mismo modo se forma la solución del ácido en el amoniaco:

$$HCl + NH_3 = NH_4^+ + Cl^-$$

De aquí se deduce que el cloruro amónico, o sea, la sal amoniacal NH_4Cl, en el amoníaco liquido es un ácido semejante al ácido clorhídrico en el agua. De este modo hemos averiguado que en cada disolvente existe su propio sistema, su solvosistema de ácidos y de bases.

Si echamos una vista a la reacción de autoionjzación del amoníaco, podemos adivinar qué compuesto revela en este disolvente las propiedades de la base. Sí, el compuesto $NaNH_2$, la amida sódica; esta base en el amoníaco líquido es análoga al hidrato sódica; esta base en el amoníaco líquido es análoga al hidrato sódico NaOH en el agua. Es más, compare Ud. mismo dos reacciones de neutralización y se cerciorará de esto:

$$H_3O^+Cl^- + Na^+ OH^- = NaCl + 2H_2O \text{ (en el agua)}$$

$$NH_4^+Cl^- + Na^+NH_2^- = NaCl + 2NH_3 \text{ (en el amoniaco)}$$

La teoría de los solvosistemas sugiere una idea muy curiosa: por cuanto los procesos químicos, en particular, las reacciones de interacción ácido-base, pueden desarrollarse no sólo en el agua, sino también en cualesquiera otros disolventes, entonces... ¿es el agua la condición imprescindible para el surgimiento y la existencia de la vida, como se escribe con frecuencia en los libros? ¿Por qué no pueden existir diversas formas de vida en otros disolventes, aunque sea en el mismo amoníaco líquido, pues, según afirman los astrónomos, hay planetas cuya superficie está cubierta de océanos de amoniaco liquido (o de metano líquido)?

Todavía tendremos la posibilidad de discutir en las páginas de este libro la posibilidad de que existan formas “no acuosas” de vida; resulta que la conversación sobre las soluciones conduce a tales “altas materias” en toda la extensión de la palabra. Pero ahora hablaremos de otra teoría ácido-base que lleva el nombre de la química.

Teoría química ácido-base. Ya el mismo nombre de la teoría expresa su esencia: las propiedades de los ácidos y de las bases se revelan sólo en su interacción química. De este modo esta teoría vincula directamente la aparición de los iones en la solución con la interacción química. Pero lo principal en esta teoría es otro: ésta afirma que cada compuesto químico puede ser tanto un ácido como una base.

Si el amoniaco se hace pasar a través del agua, entonces, como bien se sabe, transcurre la reacción:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

No es difícil determinar cuál de sus participantes es el ácido y cuál la base: sin duda, el agua, que en la reacción química cede el protón, es aquí el ácido, mientras que el amoníaco, que admite este protón, la base.

No obstante, en otra reacción, que se desarrolla al agregar el agua al ácido acético CH_3COOH, según se ve con toda evidencia de la ecuación del proceso

$$H_2O + CH_3COOH \leftrightarrows H_3O^+ + CH_3COO^-$$

el agua es la base, mientras que el ácido acético, en correspondencia con su nombre, el ácido.

Ahora tomemos el ácido acético absoluto (o sea, al 100%) y le agreguemos el ácido nítrico, también absoluto, HNO_3. En este caso se desarrolla la reacción:

$$CH_3COOH + HNO_3 \leftrightarrows CH_3COOH_2^+ + NO_3^-$$

En esta reacción vemos que el ácido nítrico cede el catión de hidrógeno y, por consiguiente, es en realidad el ácido, mientras que el ácido acético, al admitir el catión H^+, resulta ser... la base. El ácido acético es la base. Parece un juego de palabras. Pero nada se puede hacer, puesto que en esta reacción CH_3COOH en realidad es la base.

Si se quiere no es difícil “apretarle la golilla” al ácido nítrico. Agreguemos a éste el ácido sulfúrico absoluto. La interacción que acompaña la formación de la mezcla de estos ácidos también está bien estudiada:

$$HNO_3 + H_2SO_4 \leftrightarrows H_2NO_3^+ + HSO_4^-$$

Es cierto que en esta reacción el ácido nítrico es la base, pero no hay que extrañarse de esto, puesto que, en primer lugar, el lector ya ha comprendido que en correspondencia con el espíritu de la teoría química ácido-base en realidad cualquier compuesto puede ser tanto el ácido como la base, es decir, cualquier compuesto químico es anfótero; todo depende de las condiciones; en segundo lugar, el lector ya entiende que se puede encontrar tal participante, respecto al cual el ácido sea la base (compuestos de esta índole existen y su número, a propósito, no es pequeño).

Pero no cabe duda de que el resultado más importante de esta teoría para el cual, propiamente dicho, hemos empezado la conversación sobre la teoría, es la deducción de que las funciones ácido-bases de las sustancias químicas se revelan sólo en la interacción. Un compuesto químico, tomado por sí mismo, no puede ser ácido ni base. Comienza a ser uno u otro sólo después de entrar en acción recíproca con otra sustancia.

De este modo, las sustancias CH_3COOH, HNO_3, H_2SO_4 (puras, absolutas, etc.), tomadas por separado, no son todavía ni ácidos, ni bases, sino CH_3COOH, HNO_3 y H_2SO_4.

En esto podríamos concluir el apartado del libro dedicado a los ácidos y bases, puesto que es imposible relatar todas las teorías modernas de la interacción ácido-base: sería preciso un libro especial. Pero ahora tengo miedo de que alguno de mis lectores, celosos en grado suficiente, declare mañana en la escuela que el término “ácido nítrico” (“ácido acético”, “ácido sulfúrico”, etc.) no es correcto, que es preciso decir “base nítrica (acética, sulfúrica)”.

No, no debe hacerse. En primer lugar, quiero subrayarlo una vez más, los compuestos químicos tomados por separado no revelan en general ninguna función ácido-base. Y, en segundo lugar, no es necesario introducir nueva terminología. Aún más, que en el caso dado la terminología antigua también está fundamentada en grado suficiente: es que los ácidos enumerados en la mayoría de los casos se obtienen y se emplean en forma de soluciones acuosas. Y el agua, sin duda, interviene respecto a todos los compuestos nominados como base. De este modo las más de las veces estos compuestos son en efecto los ácidos.

Iones en las soluciones

Es necesario y suficiente... Para dar un paseo en bicicleta hace falta saber montar en ella. Pero, además, hay que tenerla.

Para ser estudiante de la universidad es necesario egresar de la escuela. Además, hay que aprobar los exámenes de ingreso.

—¿Qué tiene que ver con esto la bicicleta? ¿Y para qué razonar sobre los exámenes venideros de ingreso? se extrañará Ud. Pues sirven sólo de ejemplo que ilustra el fenómeno siguiente: para lograr que la sustancia se descomponga en iones, es necesario que ésta entre en interacción química con el disolvente. Pero además, es preciso que la solución tenga una constante (permeabilidad) dieléctrica bastante alta.

A todos los ejemplos aducidos: la bicicleta y los exámenes, la formación de la solución electrolítica, les une lo que todos encierran las llamadas condiciones necesarias y suficientes. Sí, para dar un paseo el domingo en bicicleta por el bosque hay que, se entiende, saber montar en ella, lo cual es una condición necesaria. Pero, además, es preciso que se cumpla también la condición suficiente que consiste en la posesión de la bicicleta. La obtención de la enseñanza media es la condición necesaria para continuar el estudio en la universidad, pero aún no es la suficiente; como tal condición es el éxito en los exámenes de ingreso.

Si, la condición necesaria y obligatoria para que en la solución se formen los iones es la interacción química entre el soluto y el disolvente; sólo esta interacción suministra la energía necesaria para que se originen los iones. Pero resulta que esto todavía es insuficiente para que en la solución aparezcan iones libres...

En el apartado dedicado al agua ya se ha dicho lo suficiente acerca de la constante dieléctrica. Ahora llegó el momento de recordar esta propiedad. A propósito, si no la hemos recordado, en todo caso, razonando sobre las causas de la disociación electrolítica, tendríamos que dar con ésta. En efecto, como resultado de la interacción entre la sustancia disuelta y el disolvente se forman los iones, o sea, el catión y el anión. Mas, ¿qué les obliga a apartarse uno del otro? Pues, las cargas de signos diferentes deben atraerse y podemos incluso, valiéndonos de la ley de Coulomb, calcular la energía de esta atracción:

$$E = \frac{e^2 Z_1 Z_2}{r\varepsilon}$$

Aquí *E* es la energía de la interacción; *Z,* las cargas de los iones; *e,* la carga del electrón; *r,* la distancia entre los iones; ε, la permeabilidad dieléctrica.

Como vemos la permeabilidad dieléctrica es precisamente aquel factor que debilita la energía de la interacción electrostática entre los iones (cuanto mayor sea e tanto menor será *E*). He aquí el porqué el amoniaco y el cloruro de hidrógeno interaccionan enérgicamente tanto en el benceno como en el agua, hasta se puede decir, de semejante manera:

$$NH_3 + HCl \leftrightarrows NH_4^+ Cl^-.$$

Pero en el benceno en que, según se ha indicado en el apartado dedicado al agua, la constante dieléctrica es igual sólo a dos, el catión y el anión Cl^- se atraen uno a otro solamente dos veces más débilmente que en el vacío. Ésta es la causa por la que en la solución de benceno no hay iones libres de amonio y de cloro. Mas en el agua la energía de interacción se debilita, en comparación con el vacío, casi en 80 veces. Como resultado de esto el par de iones se descompone y en el agua aparecen los iones libres. Entonces la solución acuosa del cloruro amónico, a diferencia dc su solución en benceno, adquiere la capacidad de conducir la corriente eléctrica.

De este modo, la permeabilidad dieléctrica alta del disolvente es precisamente aquella condición que es suficiente para que se forme una solución electrolítica de la cual hemos tratado.

Índice de acidez. Las leyes de la disociación electrolítica permiten comprender muchas propiedades de las soluciones electrolíticas, por ejemplo, tal propiedad que disminuye a medida de que aumenta la concentración de los iones que la predetermina. Son pocas palabras y hasta ahora completamente incomprensibles, en plena correspondencia con los canones de los enigmas. No obstante, el autor no tiene la intención de proponer enigmas y por esto ocupémonos de... los logaritmos. No tengo deseo de poner en duda la solidez de los conocimientos obtenidos, en esta rama, por los lectores en la escuela. Pero sé también que el repaso todavía no ha perjudicado a nadie.

Así, pues, él logaritmo de una fracción es un número negativo. Por lo general, al usar los logaritmos decimales, en este caso la característica del logaritmo se deja negativa, mientras que la mantisa se hace positiva. De este modo, el logaritmo de 0,2, o sea, $2 \cdot 10^{-1}$, es igual a -1,301. Sin embargo, es más cómodo usar el logaritmo en otra forma: a la característica negativa se le suma una mantisa positiva y se obtiene: (-1) + (+0,301) = -0,699. De este modo, log 0,2 = -0,699.

Ahora el lector comprenderá para qué, en el libro dedicado a las soluciones, surgió la necesidad de hacer una digresión sobre los logaritmos.

Supongamos que se tiene una solución acuosa dc cierto ácido fuerte, digamos HCl. La solución tiene la concentración igual a 0,01 M, es decir, una centésima de molécula gramo dc HCl entre un litro de la solución. Como al descomponerse en iones cada molécula de HCl da un ion de H^+ (sin duda no es H^+, sino H_3O^+, pero para nosotros en el caso dado esto no tiene importancia), en la solución de HCl al 0,01 M la concentración de H^+ es igual a 0,01 iones gramo por litro.

En la literatura química se adopta designar la concentración de las moléculas o los iones en una solución mediante un símbolo químico (fórmula) entre corchetes. Por esto la designación "científica" para expresar la concentración de los iones de hidrógeno en nuestra solución tendrá la forma siguiente: $[H^+] = 0,01$. El logaritmo dc este número. es decir, log [0,01] = 2,0 ó -2,0.

Está admitido caracterizar la concentración de los iones de hidrógeno en las soluciones acuosas con la llamada magnitud pH que tiene la definición matemática siguiente:

$$pH = \log [H^+].$$

Demos algunos comentarios. En primer lugar, por qué es más cómodo expresar la concentración de los iones de hidrógeno mediante el logaritmo y no simplemente con ayuda del número correspondiente. La causa es bastante convincente. En la mayoría de los casos los químicos (y no sólo éstos) operan con soluciones en las que la concentración de iones de hidrógeno es muy pequeña, digamos 0,000001. Es incómodo manipular con números que tienen una cantidad considerable de ceros. A decir la verdad, la forma más breve en que se escribe este número (10^{-6}) tampoco es mucho más cómoda. Asientan que la forma logarítmica de escribir este número, sin perder nada en la expresividad, gana mucho por su brevedad. En efecto, $\log 10^{-6} = -6$.

Ahora, vamos a aclarar, por qué pH es un logaritmo negativo. Como ya hemos dicho éste se emplea para expresar la concentración de los iones de hidrógeno con el fin de dar la característica cuantitativa a la acidez de las soluciones. Y como en la mayoría de los casos ésta es pequeña y casi siempre menor que la unidad, el logaritmo también siempre es una magnitud negativa. ¿Qué sentido tiene escribir cada vez el signo "menos"? Entonces se decidió que pH será el valor negativo de la magnitud negativa, es decir, siempre será positiva.

Aduzcamos en una breve tabla la esencia de nuestros razonamientos:

concentración de los iones de hidrógeno en la solución	pH
1 ion gramo por litro	0
0,1	1
0,01	2
0,001	3
0,0001	4
0,00001	5
0,000001	6

Y ahora se puede resolver el problema en el que se calcula la magnitud de pH. Los problemas de este tipo no son muy complicados: por ejemplo, calcular la pH de una solución de ácido sulfúrico con una concentración de 0,0005 mol por litro. Este ácido se disocia según el esquema $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$. Una molécula gramo de ácido da 2 iones gramo de H^+. Por consiguiente, la concentración de iones de hidrógeno en esta solución es igual a 0,0005 x 2 = 0,001. De donde $pH= -\log 10^{-3} = 3$.

Para calcular la pH de las soluciones en las que la concentración de iones de hidrógeno constituye 10^{-7} ion gramo por litro y menos, se hace necesario recordar al científico alemán Kohlrausch que trabajó a finales del siglo pasado y que durante varios años se dedicó a la destilación del agua... de un recipiente al otro. El director del instituto en el que trabajaba Kohlrausch tenía miedo invitar a los visitantes a su laboratorio: sabia que, después de comunicar a los huéspedes, qué hace el estimado profesor, obligatoriamente se encontraría una persona ocurrente y ociosa que recuerde la “Academia de Ciencias liliputiense”.

No obstante, las personas ocurrentes en vano se reían de Kohlrausch. Este experimentador se ocupaba de un asunto importante en todos los aspectos, trataba de obtener agua de la mayor pureza posible (en aquel entonces). Se entiende, que el agua superpura no era el objeto definitivo. Determinando la conductibilidad eléctrica de esta agua Kohlrausch intentaba calcular la concentración de iones en el agua. En otras palabras, aspiraba a estimar el grado de actividad con que se desarrolla la reacción de autodisociación en el agua $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$ (de una manera más detallada sobre este proceso se trató antes).

Producto iónico. El grado de descomposición del agua (autodisociación) en cationes H^+ y aniones OH^- se caracteriza por la magnitud llamada producto iónico del agua. Es el producto de la concentración de iones de hidrógeno $[H^+]$ por la concentración de iones de hidroxilo $[OH^-]$. Según se estableció como resultado de la medición de la electroconductibilidad del agua pura, $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$. El producto iónico es en todos los sentidos la característica más importante del agua como disolvente.

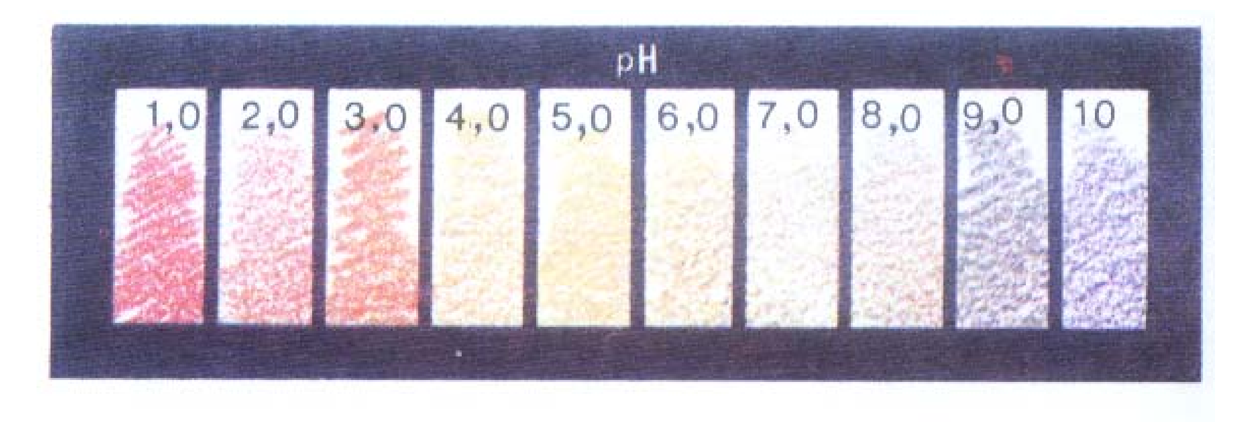
Aquí tiene importancia todo. En primer lugar el hecho de que el producto iónico del agua es una magnitud constante. En cualquier solución acuosa siempre están presentes tanto los iones H^+ como los iones OH^-. He aquí, por ejemplo, la solución del ácido sulfúrico que hemos examinado varios párrafos antes. En esta solución la concentración de iones H^+, según hemos establecido, constituye OH^-. De aquí, si se conoce la magnitud del producto iónico del agua, se puede calcular la concentración que tienen los iones de hidroxilo en esta solución: $[10^{-3}][OH^-] = 10^{-14}$ de donde $10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11}$.

Por lo general, vinculamos los iones de hidroxilo a las soluciones alcalinas. Pero resulta que éstos están presentes también en la solución del ácido. Aún más, se puede calcular con precisión su concentración. Del mismo modo se puede hablar también de la concentración de los iones H^+ en la solución del álcali.

Ocupémonos del cálculo. Determinemos la magnitud $[H^+]$, por ejemplo, en la solución de la potasa cáustica KOH con una concentración igual a 0,0001 M. Es evidente, que en esta solución $[OH^-] = 10^{-4}$. Por tanto $[H^+]\ 10^{-4} = 10^{-14}$; de aquí se deduce que $[H^+] = 10^{-14} / 10^{-4} = 10^{-10}$. Por consiguiente, la pH de la solución alcalina al 0,0001 M constituye 10.

Es cierto que pH es una característica universal que indica la acidez de las soluciones y que sirve de igual modo tanto para las soluciones ácidas (en éstas la magnitud de pH será inferior a 7) como para las soluciones neutras (en éstas pH es precisamente igual a 7) y. por fin, para las soluciones alcalinas (en que pH es mayor que 7). Resulta que se puede (¡y es imprescindible!) hablar sobre la acidez de las soluciones alcalinas, y la magnitud de pH, en realidad, es su característica más cómoda.

Por lo visto, es imposible encontrar una producción química, farmacéutica o bioquímica en la que la magnitud de pH no sea el índice más importante de la calidad de los productos finales o intermedios. No obstante, esta característica interesa no sólo a los productores. Se aclaró que el pH de una sustancia celular reacciona de modo excepcionalmente sensible al estado del organismo. Por tanto no se puede excluir que en un futuro no muy lejano el médico se interese no sólo por la temperatura del enfermo, sino también por su pH (la cual, agreguemos, en varios órganos e incluso en diferentes células de un mismo órgano, es distinta).



"Gama de colores" de la pH.

Existen muchos métodos que se aplican para determinar experimentalmente la pH. Mencionemos sólo uno de éstos que es el más difundido. El papel de filtro se impregna con una serie de indicadores diferentes que son sustancias orgánicas capaces de cambiar su color en correspondencia con el valor estrictamente determinado de la pH. Al sumergir este papel en una solución, éste adquiere el color que corresponde al valor de la pH de la solución. En el dibujo se expone la gama de colores aproximada que puede tener semejante papel indicador de pH. Este método no es muy preciso, pero en la mayoría de los casos su exactitud es suficiente para los fines prácticos.

A través de la solución circula corriente

Al principio todo parece muy simple, se puede decir incluso que no presenta ninguna complejidad. Existen conductores de dos clases. En los conductores dc primera clase que son los metales, la corriente es transportada por los electrones. En los conductores de segunda clase que son las soluciones de electrólitos, la corriente es trasladada por lo’s iones.

Sin duda nos interesan los conductores de segunda clase, las soluciones de electrólitos, y por esto examinémoslos de modo más detallado.

Una curva con “joroba”. Empecemos por el experimento, puesto que el experimento y sólo éste se halla en la base de cualquier apartado de las ciencias naturales. Mediremos la dependencia entre la conductibilidad eléctrica de la solución y la concentración del electrolito. Tomemos a titulo de ejemplo la sal gema y agregándola en porciones pequeñas a una cantidad determinada de agua, estimemos en cada caso su conductibilidad eléctrica*).

Al principio con el aumento de la concentración crece la electroconductibilidad. La explicación de este fenómeno es tan natural que hasta provoca disgusto: ¿para qué emprender una investigación cuyos resultados son tan evidentes? En efecto, cuanto más alta sea la concentración de cloruro sódico en la solución tanto más será la concentración de los iones, y mientras más sea el número de iones, mayor cantidad de cargas podrá transportarse a través de la solución.

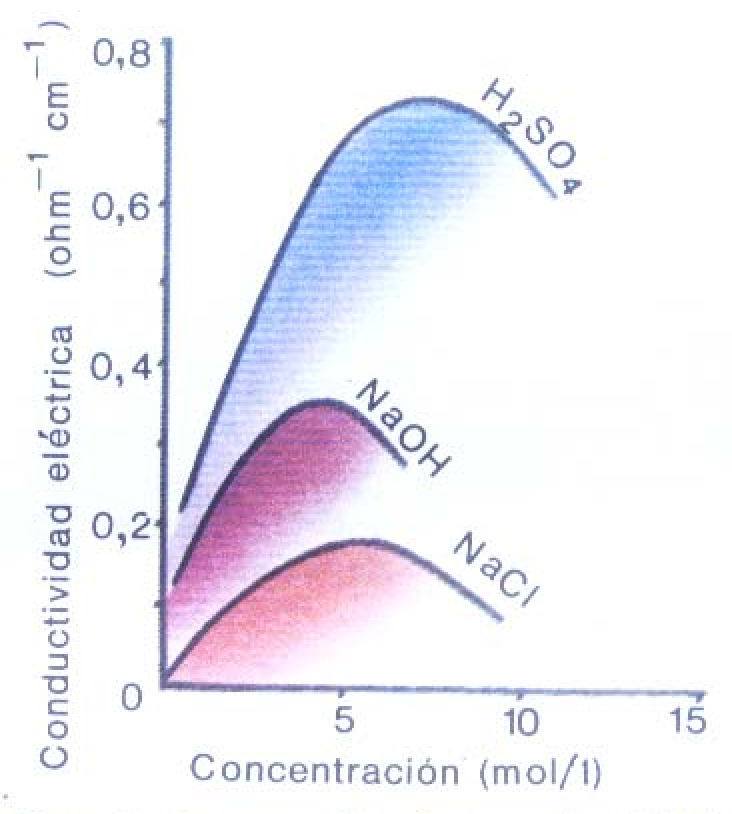
---

*) Con más precisión aquí y en adelante se tratará de la llamada conductividad eléctrica que es la magnitud inversamente proporcional a la resistividad (resistencia específica) de 1 cm^3 de solución. La conductividad eléctrica se adopta designarla con la letra griega κ —“kappa”.

Pero muy pronto la adición de la sal deja de provocar un aumento tan grande de la electroconductibilidad como antes. Y luego... Luego la conductibilidad eléctrica empieza a descender, aunque la concentración de sal continúa creciendo. En la gráfica el resultado obtenido se presenta en forma de una curva con “joroba” y son muy pocas las gráficas como ésta que inducían a las meditaciones, disputas y discusiones tan prolongadas.

El hecho de que la dependencia entre la conductividad eléctrica y la concentración pase por un máximo, la teoría clásica de la disociación electrolítica, la teoría de Arrhenius, lo explicaban a primera vista de modo muy convincente. En las soluciones diluidas los electrólitos están totalmente disociados, y a medida que aumenta la concentración, el grado en que disocian los electrólitos disminuye y por lo tanto se reduce en número de partículas que toman parte en el transporte de la corriente. He aquí, tal vez, la causa por la que la conductibilidad eléctrica primero aumenta y después desciende.

Esta explicación sirve de buen ejemplo para ilustrar aquella regla bastante justa, según la cual las opiniones basadas en la ”primera vista” es preciso expresarlas con cautela. En la ciencia hay que aumentar esta precaución diez veces. Realmente, ¡qué buena explicación inventó Arrhenius! Pero luego se aclaró que en el caso del cloruro sódico y también de otros electrólitos fuertes, en la solución no existen moléculas no disociadas: todo el electrolito, cualquiera que sea su concentración, está totalmente disociado en iones.



Dependencia entre la electroconductividad y la concentración.

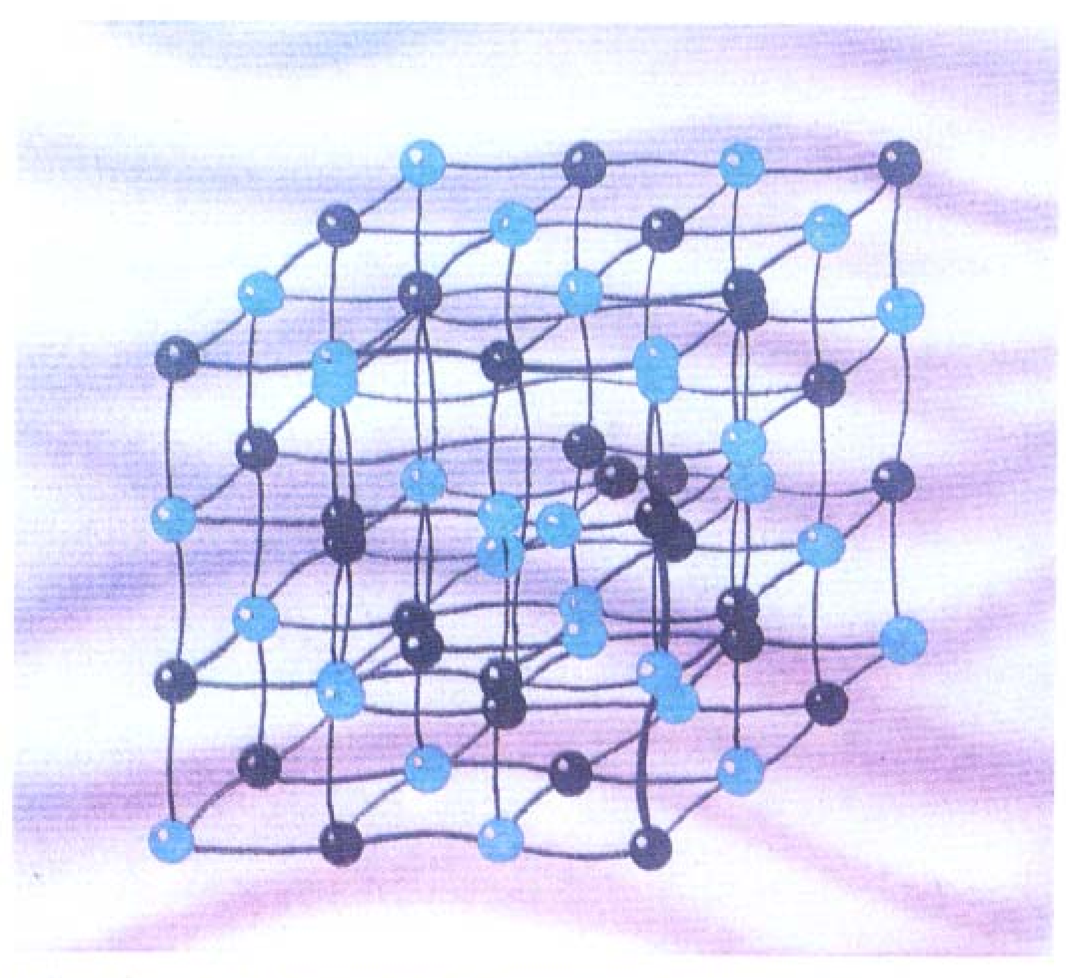
El proceder tan singular de la conductividad eléctrica se explica por el hecho de que cada ion en la solución tiene... un séquito (es un término, sin duda, insólito para la teoría de las soluciones y también para cualquier otra teoría, pero pese a esto completamente riguroso y ampliamente propagado en la literatura científica).

Decenas de años la teoría de las soluciones consideraba que las moléculas del soluto se comportan en la solución como las moléculas en el gas, es decir, se mueven arbitrariamente sin influir prácticamente unas en otras. Parecía que estos conceptos estaban lo suficientemente justificados; recordemos que en éstos se basan las investigaciones brillantes de las soluciones como lo son la crioscopia o la ebulloscopia (véase antes). Y estos cómodos conceptos se derrumbaron bajo el “peso” de la curva con “joroba”.

En la solución los iones no pueden permanecer sin ejercer influencia recíproca, puesto que los iones de cargas opuestas se atraen unos a otros, y los de cargas homónimas, se repelen. He aquí el porqué los iones en la solución se “acomodan” de tal modo que se molesten mutuamente en lo más mínimo. Si se traduce esta definición de carácter semiliterario al lenguaje estricto de la física, puede decirse que los iones se sitúan en la solución de tal modo que su energía potencial sea mínima. Pero semejante disposición corresponde a una ordenación estricta o, según dicen los propios físicos, a una estructura.

Por fin apareció aquí aquella palabra hacia la cual he conducido al lector. Resulta ser que las soluciones de electrólitos, a diferencia de las soluciones de no electrólitos, poseen una estructura lo suficientemente nítida. En el caso del cloruro sódico esta estructura recuerda de modo asombroso... el cristal de esta sal.

El dibujo presenta un volumen elemental de la solución de la sal gema. Comparen este dibujo con el del cristal de la sal gema en la pág. 15. Como vemos la similitud es tan grande que, hablando con propiedad, seria posible no mostrar este dibujo. Igual que en el cristal, cada catión está rodeado de un séquito formado por 8 aniones de cloro, mientras que cada anión tiene su séquito compuesto por 8 cationes dc sodio. Precisamente esta disposición de los iones corresponde al mínimo de la energía potencial de la solución de sal gema (así como de muchos otros electrólitos) en el agua.



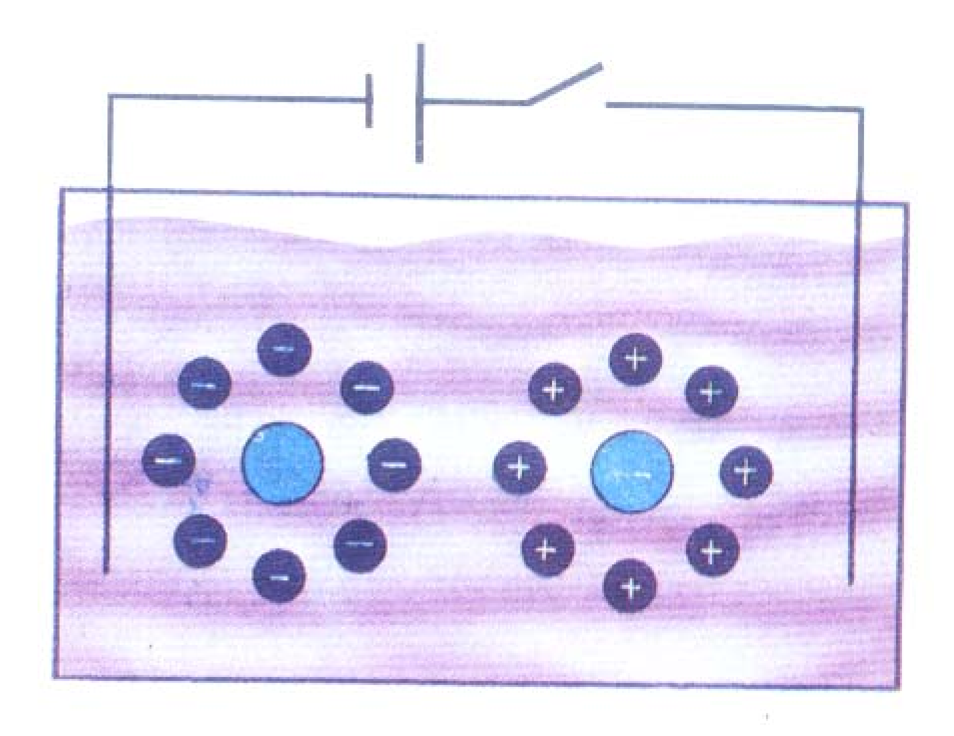
Disposición de los iones del electrólito en la solución.

Una red de esta configuración no se forma en la solución inmediatamente. Cuando la concentración de sal es pequeña en la solución los iones se encuentran a una distancia suficientemente grande unos de otros y, como es natural, interaccionan débilmente. La energía, con que las moléculas de agua chocan contra los iones, supera la de la interacción electrostática.

Por tanto en la solución diluida los iones se mueven independientemente unos de otros. Pero con el aumento de la concentración empieza a perfilarse de modo cada vez más nítido la estructura de la solución, se revela de modo más acentuado la interacción entre los iones y éstos pierden una parte considerable de su libertad. El dibujo nos permite presentar de una manera clara lo que ocurre cuando en la solución se introducen electrodos entre los cuales existe una diferencia de potencial. Naturalmente, los cationes se dirigen hacia el cátodo, mientras que los aniones, hacia el ánodo. No obstante, sería mejor decir que estos iones sólo intentan dirigirse hacia "sus" electrodos. Mientras tanto nada resulta de sus intenciones. Y no puede resultar puesto que el séquito, el cual envuelve sólidamente cada ion, lo empuja en dirección diametralmente opuesta. Sí, los iones podrán comenzar su viaje hacia "su" electrodo sólo cuando la atracción hacia el electrodo supere la influencia de freno que ejerce el séquito, cuando sea destruida la capa de iones de signo opuesto.

Cuanto más alta sea la concentración del electrolito, tanto más resistente es la capa de iones de signo opuesto que se forma alrededor de cada ion en la solución. Y resulta tanto más difícil para los iones dirigirse hacia "su" electrodo. Precisamente ésta es la causa fundamental que condiciona la caída de la conductibilidad eléctrica con el aumento considerable de la concentración, y cl efecto que predetermina esta caída de la conductibilidad eléctrica lleva el nombre de electrofóresis; su esencia se expone en la figura.

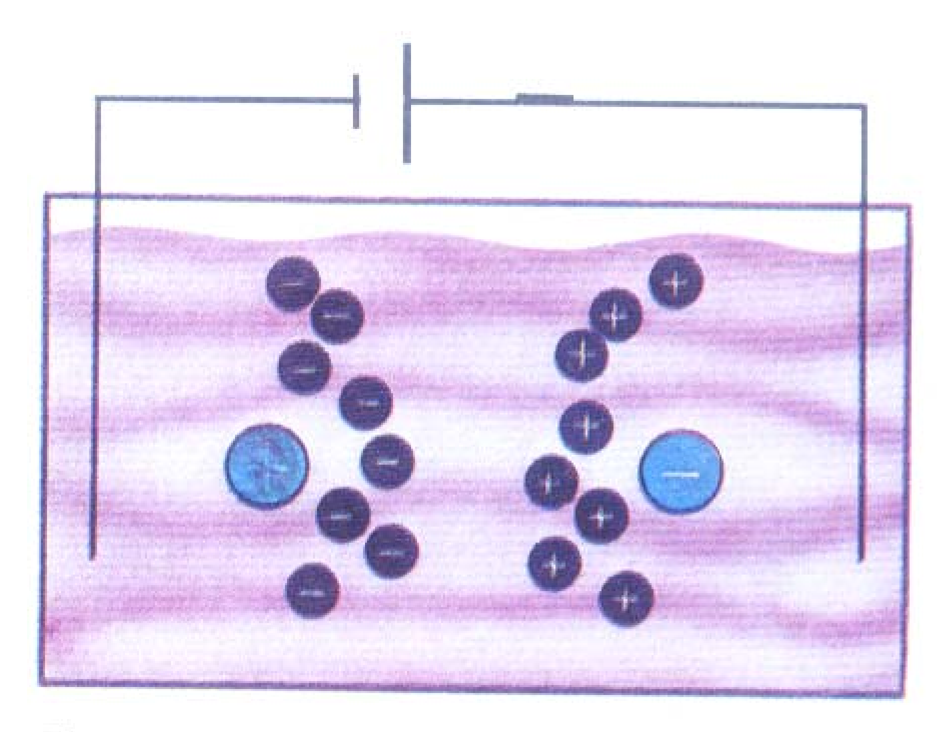
Además, sobre la conductibilidad eléctrica de la solución ejerce influencia también el efecto de relajación. Véase el dibujo. Cada ion, al romper por fin el cerco formado por los iones de carga opuesta, arrastra tras si la cola que frena fuertemente el avance del "dueño" hacia el electrodo. La causa de este frenado se ve en el dibujo.



Efecto de electroforesis.

Cuando la concentración es igual a... cero. Hasta hoy día los físico-químicos son capaces de explicar satisfactoriamente las regularidades de la conductibilidad eléctrica sólo en soluciones muy diluidas, se puede decir incluso en las muy diluidas, donde la capa "antiiónica" ejerce su influencia de modo insignificante. Precisamente por esto en la primera etapa del desarrollo que experimentó la teoría de la disociación electrolítica se introdujo el concepto de la conductibilidad eléctrica de la solución, cuya concentración del electrolito era igual a... cero.

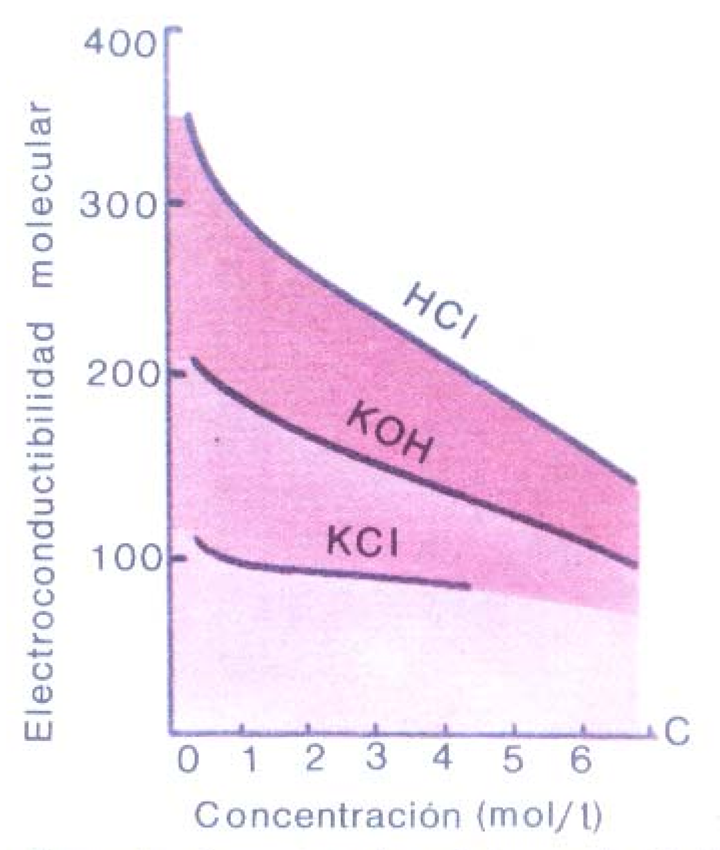
No obstante, aquí no se trata de la conductividad eléctrica, sino de otra modificación de esta propiedad que en la química física de las soluciones se emplea, probablemente, con más frecuencia que la conductividad eléctrica; se trata de la conductibilidad eléctrica molecular. El sentido físico de esta magnitud se puede presentar de la siguiente manera.



Efecto de relajación.

Supongamos que hay un cilindro-prisma cuya base ocupa 1 cm^2. Echemos en el cilindro la cantidad de solución equivalente a 1 molécula gramo de sustancia disuelta. La magnitud inversa a la resistencia de semejante columna de solución será precisamente la electroconductibilidad molecular (esta magnitud se designa con la letra griega λ —"lambda"). Si se conoce la conductividad eléctrica, se puede calcular la electroconductibilidad molecular, valiéndose de la fórmula muy simple $\lambda = 1000\ \kappa/c$ (aquí c es la concentración de la solución en mol/l).

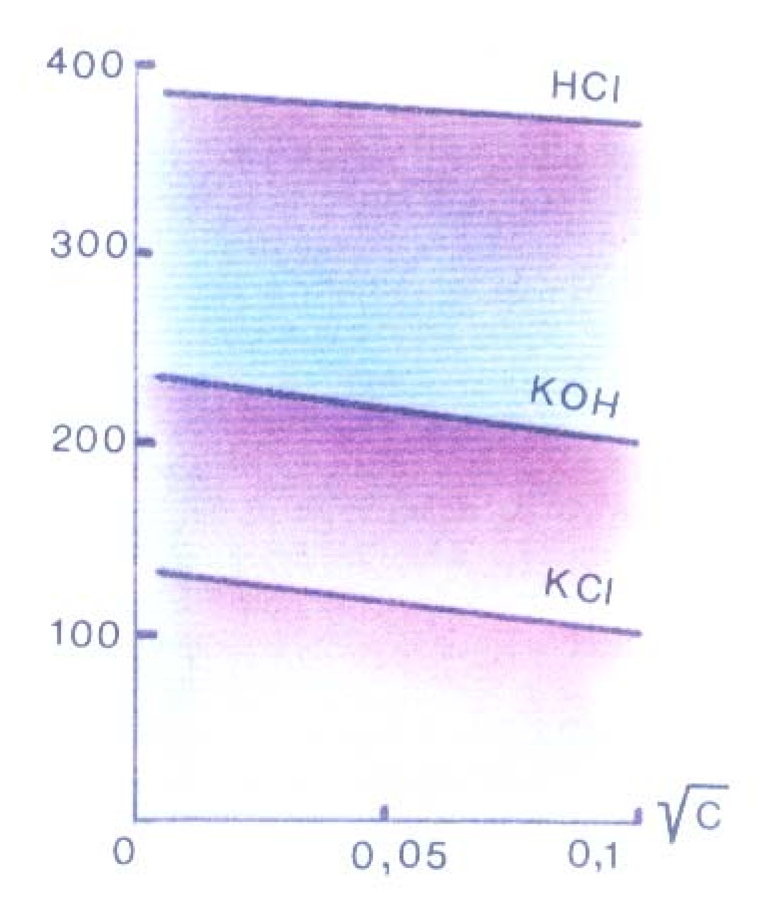
En el caso de las soluciones diluidas entre la concentración y la electroconductibilidad molecular existe una relación completamente determinada: cuanto menor sea la concentración de la solución tanto más alta será su conductibilidad eléctrica. Esta no es una errata: precisamente más alta. Examinemos, por ejemplo, la gráfica en que se presenta la dependencia entre λ y c de la solución HCl. Como vemos con el descenso de la concentración del electrolito, la electroconductibilidad molecular crece y, además, muy rápidamente.



Dependencia entre la electroconductibilidad molecular y la concentración.

Los físico-químicos que prefieren no operar con dependencias curvilíneas, sino con las rectilíneas, expresan la concentración elevada no a la primera potencia sino que a la 1/2, es decir, marcan en el eje de abscisas no *c,* sino $\sqrt{c}$. En este caso la curva, como se ve en la gráfica de al lado, en realidad se transforma en una recta que puede sin dificultad prolongarse hasta cortar el eje de ordenadas, o sea, hasta una concentración igual a cero. El valor de la electroconductibilidad que se obtiene en este caso se llama precisamente así: "electroconductibilidad a la dilución infinita" (se designa con λ_0).

Pues resulta que la solución conduce en grado máximo la corriente cuando no contiene... electrolito. Pese al carácter paradójico de esta deducción, no hay que extrañarse de ella. Se ha mostrado ya suficientemente que cuanto más débil sea la interacción entreiónica en la solución tanto más libremente se mueven éstos y tanto más alta es la electroconductibilidad.



Por eso λ_0 no es una magnitud absurda, sino al revés, completamente definida: ésta muestra cuál sería (¡seria!) la conductibilidad eléctrica de la solución, si (¡si!) estuviera ausente la interacción entre iones en la solución.

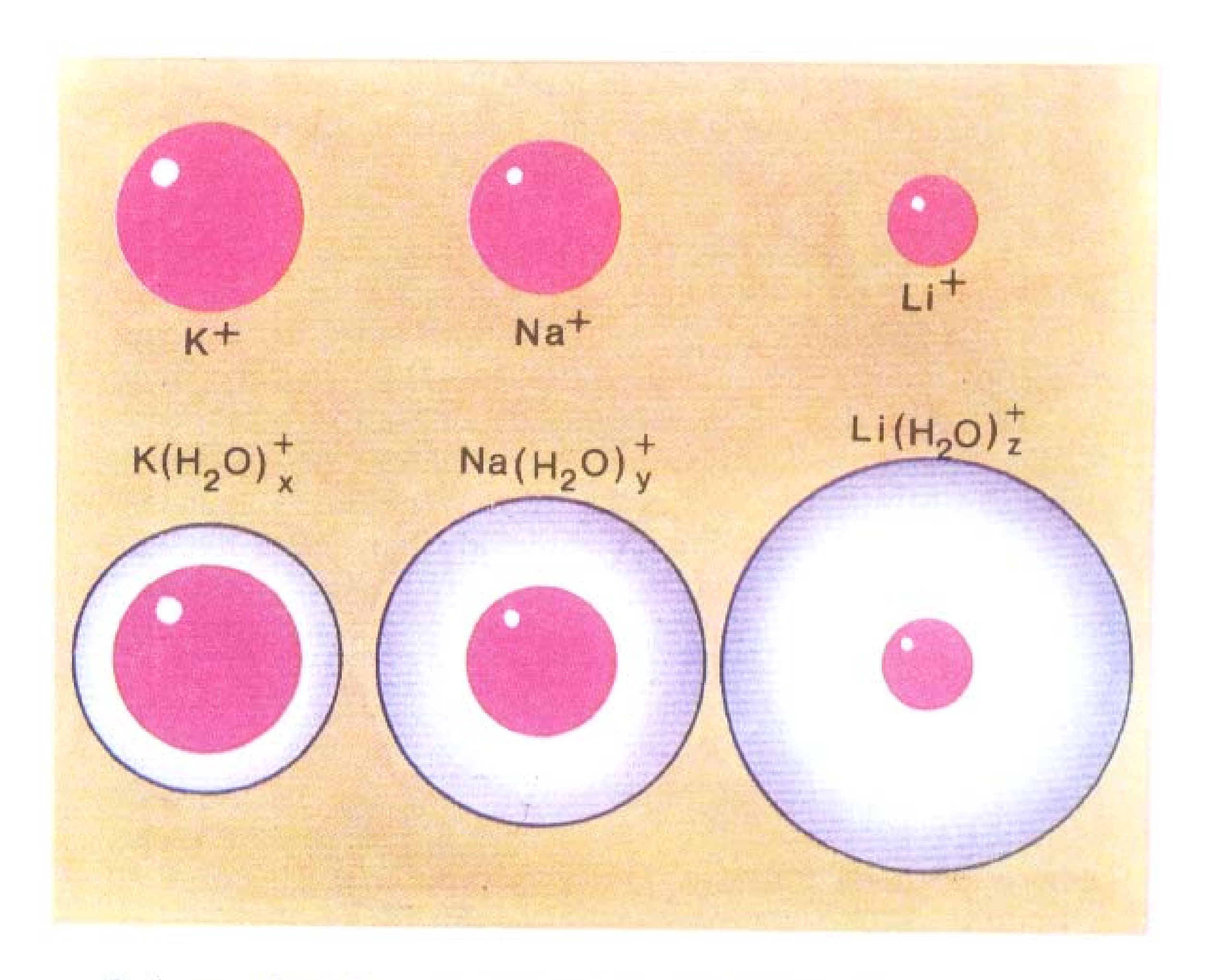
Las magnitudes λ_0 referidas a los iones separados se llaman también movilidad iónica. El origen de este término es evidente: cuanto más alta sea la electroconductibilidad molecular, tanto más rápido se moverá el ion.

El héroe en una de las modernas novelas para la juventud se expresó, aproximadamente. así: "Esto aburre como la tabla". Sin embargo, el estudio de las tablas en que están reunidas, por ejemplo, las características físico-químicas de las sustancias, es una ocupación instructiva y, sobre todo interesante. En plena medida esto se refiere a la tabla en que se aducen datos acerca de la movilidad de los iones separados. Pero antes de consultar la tabla nos ocuparemos del pronóstico. A primera vista no será complicado.

Así, tratemos de predecir, ¿cómo cambiará la movilidad iónica en la serie: Li^+ — Na^+ — K^+? La serie de estos cationes no se eligió por casualidad. Todos estos elementos son parientes, ya que entran en un mismo grupo del sistema periódico de los elementos de D. I. Mendeléiev, en el grupo (mejor dicho, en el subgrupo) de los metales alcalinos. Estos iones están representados en el dibujo, siendo conservada una escala aproximada.

El dibujo no deja duda alguna sobre el resultado del pronóstico. Sin duda, el ion corpulento del potasio se abrirá paso a través de la multitud formada por las moléculas del agua mucho más lentamente que el pequeño y, por lo visto, muy ágil ion del litio. La movilidad del catión de litio ha de ser superior a la del catión de sodio, mientras que la movilidad de este último será, por cierto, superior a la del de potasio. Nos queda por obtener la confirmación de nuestros pronósticos evidentes, recurriendo a las tablas en que se encuentran reunidas las magnitudes que caracterizan la movilidad iónica, y resulta que... hemos tocado el violón. La movilidad del catión de litio (en unidades convencionales) es igual a 38,6; la del catión de sodio, 50,1: la dcl catión de potasio, 73,5; la del de rubidio, 77.8.

La regularidad es totalmente inversa a la que se nos presentaba evidente a primera vista (¡cuán peligrosa es la “primera vista” en la ciencia!); esta regularidad obtiene una explicación bastante convincente, si se recuerda que en la solución los iones están rodeados por las moléculas del disolvente. La carga de todos estos cationes es igual a +1. Pero la intensidad del campo que crean estos cationes se diferencia de modo muy sustancial; ya hemos indicado que cuanto menor sea el tamaño del cuerpo cargado, tanto más alta será la intensidad del campo que éste origina.



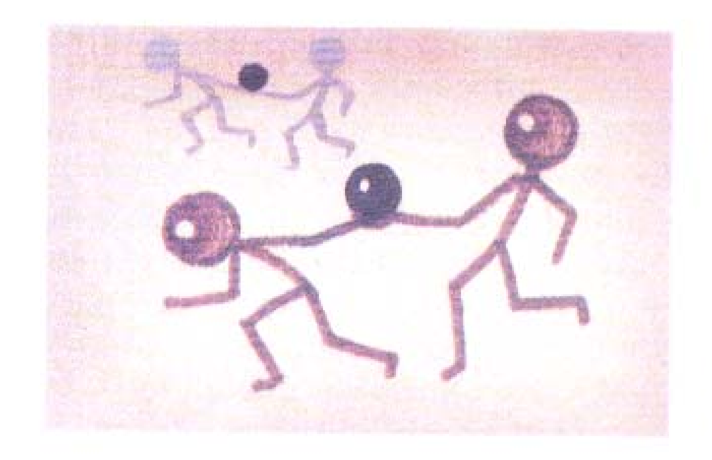
Cationes solvatados y no solvatados de metales alcalinos.

Precisamente por eso el más pequeño de los cationes, el catión de litio, en realidad es el más grande, puesto que está rodeado de varias capas de moléculas de agua. La cantidad de moléculas de agua que cercan el catión de sodio es algo menor, debido a lo cual menor es también su radio. Aún más fina es la capa de agua que tiene el catión de potasio; por esto su radio es menor que el de los dos anteriores. El radio más pequeño en las soluciones acuosas lo tiene el catión más imponente, el de rubidio. De este modo, en realidad, los tamaños verdaderos de los cationes de los metales alcalinos en las soluciones acuosas son como los que se muestran en el dibujo (abajo), que esta vez es correcto.

Carrera de relevos en la solución. Ahora, cuando, al parecer, todo ocupó su lugar, les pediré dar el pronóstico respecto a la movilidad del catión ínfimo entre los cationes pequeños que es el catión de hidrógeno H^+. No cabe duda de que este catión está rodeado de una capa más densa y más gruesa de agua y por eso el catión de hidrógeno hidratado al máximo apenas ha de moverse en la solución. Pero la tabla muestra que el catión de hidrógeno tiene la movilidad no simplemente alta, sino que de record ¡es igual a 350! Es 9 veces superior a la del litio, 7 veces superior a la del sodio.

Para comprender la causa de la movilidad excepcionalmente alta que presenta el catión de hidrógeno, es preciso imaginar un autobús urbano repleto, precisamente repleto de pasajeros. Por su interior no se puede pasar, incluso es difícil moverse. Hasta respirar... es difícil. Pese a todo es preciso comprar el billete. En esta situación Ud. pide a su vecino que pase su dinero. El vecino lo dirige al pasajero que se encuentra a su lado, éste, al vecino siguiente y el movimiento de la moneda continúa hasta caer ésta en la caja. En sentido contrario el billete se transmite del mismo modo. Seria posible, sin duda, a costa de un esfuerzo inverosímil y la pérdida de la mayoría de sus botones, que Ud. mismo se abra paso hacia la caja, pero ¿para qué? cl billete se obtuvo con un gasto considerablemente menor de energía. Ahora bien, los pasajeros han logrado inventar un modo tan económico (en el sentido energético), ¿es posible que la naturaleza resulte menos ingeniosa?

Lo que ocurre, cuando la corriente circula a través de la solución que contiene cationes de hidrógeno, es decir. a través de la solución del ácido, tiene mucha semejanza con nuestro autobús. El catión de hidrógeno rodeado por una capa densa de las moléculas de agua es tan torpe que de verdad no le es fácil cambiar su lugar. Entonces el ágil protón, que tiene unas dimensiones ínfimas en comparación con las moléculas circundantes, saltará hacia la molécula vecina de agua. Esta inmediatamente mandará el protón a su vecina y semejante transmisión del protón se producirá hasta que éste alcance el electrodo (cátodo).



Mecanismo de la carrera de relevos en la que los protones transportan la corriente.

Transferencia del protón por las moléculas de agua.

$$[H_3O]^+ + H_2O \longrightarrow H_2O + [H_3O]^+$$

El dibujo da una clara idea acerca del modo en que se realiza este mecanismo que asegura la circulación de la corriente a través de la solución y que de manera muy pintoresca fue denominado carrera de relevos (a veces se llama también movimiento en cadena o prototrópico). Sin duda, desde el punto de vista energético, la transferencia del protón es un modo considerablemente más ventajoso que la migración del ion hidratado a través dc la solución. Precisamente por esto la movilidad que tiene el catión de hidrógeno es considerablemente superior a la de los demás iones.

Carrera de los electrones a través de una solución. Ahora se hace necesario disipar las nociones, en cierto grado envejecidas, de algunos lectores los cuales hasta hoy día están convencidos de que sólo los iones pueden transportar la corriente a través de las soluciones. Resulta que la corriente a través de la solución puede ser trasladada, no con menos éxito, también por los electrones. "Pero, ¡un momento! pueden objetar los lectores , ya hace mucho se conoce que las soluciones de los electrólitos se diferencian de los metales y se llaman conductoras de segunda clase ¡precisamente por conducir la corriente no por medio de electrones, sino por medio de iones!" ¡Qué hacer! El relato ulterior será un ejemplo más de cómo la naturaleza resulta ser aún más hábil y más variada que cualquier sistema de clasificación inventado por el hombre. No obstante, el fenómeno de la conductibilidad electrónica en las soluciones lo descubrió también el hombre, y por lo tanto no tenemos razones para ofendernos con la naturaleza.

Comencemos por la pregunta: ¿y por qué, hablando con propiedad, no pueden los electrones transportar la corriente a través de la solución? El químico da una respuesta muy fundamentada. Para que los electrones transporten la corriente es necesario que en la solución estos electrones se encuentren en estado libre. Pero, si de cualquier modo los electrones libres se hallan en el agua, éstos inmediatamente entrarán en acción química mutua con el disolvente: $2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$. Es cierto, el electrón es un reductor muy fuerte, éste reduce instantáneamente el agua hasta formar el hidrógeno libre. Por tanto no pueden existir electrones libres en el agua (precisemos, no pueden existir durante un tiempo bastante largo).

Pero, ¿es el agua el único disolvente para preparar una solución? ¿No es posible buscar un disolvente que se reduzca con mayor dificultad que el agua? Sí, semejantes disolventes existen y no son pocos. Tales son, por ejemplo, las diferentes aminas y en primer lugar el primer representante de esta serie, el amoníaco.

Sí en el amoníaco liquido (recuerden que ya se habló de este disolvente en el apartado dedicado a los ácidos y las bases) se disuelve el potasio metálico, se disolverá en éste como el azúcar en el agua. Es una comparación adecuada, en general. Es que con la palabra "disolución" los químicos designan dos procesos que tienen una similitud puramente exterior, pero en su esencia estos procesos no sólo no se parecen el uno al otro, sino que, al revés, se diferencian de modo, se puede decir, polar.

Supongamos que disolvemos en el agua el recién mencionado azúcar. Si la solución formada se evapora después por completo, se precipitarán cristales del azúcar que hemos tomado para preparar la solución.

Si disolvemos el cinc en el ácido clorhídrico, se producirá una cosa diferente. Aunque el cinc se disuelve con mucho gusto, pero al evaporar la solución obtenida, no encontraremos nada parecido al metal inicial. ¿Y de qué modo puede parecerse el cloruro de cinc que se forma de este proceso, al cinc metálico inicial?

Resulta que puede existir la disolución condicionada por la interacción química y la disolución en la que las moléculas del soluto permanecen invariables. El potasio se disuelve en el agua de modo muy enérgico, sin embargo, como bien se sabe, a consecuencia de esto se forma la potasa cáustica: $2K + 2H_2O = H_2 + 2KOH$. Mientras tanto en el amoniaco líquido el potasio metálico se disuelve, permaneciendo al mismo tiempo como metal. Si de esta solución se destila el disolvente, de nuevo se formarán cristales de potasio.

Pese a esto el potasio metálico en el amoníaco líquido es un electrolito. Se somete a la disociación electrolítica según la ecuación: $K = K^+ + e$. Si en esta solución se introducen electrodos a los cuales se aplica una tensión, a través de la solución circulará la corriente. En este caso la mayor cantidad de electricidad será transportada a través de la solución por los electrones, y no por los iones de potasio. Esto es completamente comprensible puesto que es considerablemente más ventajoso, desde el punto de vista energético, moverse a través de la solución a los electrones muy ligeros que a los cationes “voluminosos” de potasio.

Solubilidad

Esta palabra única en el encabezamiento del apartado provoca en cada químico una tormenta de emociones. Sí, no menos que una tormenta, puesto que la formación de la solución está vinculada, en primer lugar, a la solubilidad de cualquier sustancia en el disolvente. Pero, qué es la solubilidad y de qué depende, esto es algo que los científicos, digamos con sinceridad, conocen medianamente. Tan medianamente que se puede decir incluso mal.

Los ejemplos de esto abundan. Muchos de nosotros, al realizar los experimentos, se han convencido de que, digamos, el sulfato bárico se disuelve muy mal en el agua. Mientras tanto el sulfato magnésico al revés se disuelve en el agua excelentemente, hasta tal grado que si se dejan los cristales de esta sal al aire libre, éstos atraerán vorazmente los vapores de agua y se derretirán perdiendo su solidez y formarán una solución concentrada.

Mas el magnesio y el bario son elementos de un mismo subgrupo en el sistema periódico de D. I. Mendeléiev y poseen unas propiedades parecidas. Esto se revela en la mayoría de las reacciones químicas, en muchas propiedades físicas, pero no en la solubilidad. Pero, ¿por qué es diferente la solubilidad de $MgSO_4$ y de $BaSO_4$? —nadie puede decirlo de manera precisa. Dicho con propiedad, hay muchas teorías que explican (o mejor decir que tratan de explicar) la solubilidad —por lo menos una docena. Y entre los químicos hay pocos que no caen en la tentación de agregar a esta docena su teoría, la décimotercera. Pero esto es precisamente el caso en el exceso de teorías muestra una situación penosa, pues si existiera una teoría buena, no serían necesarias las demás.

"La similitud en lo similar". La primera teoría de solubilidad fue formulada por los.., alquimistas: *Simila similibus solventur* que significa que "lo similar se disuelve en lo similar". Los alquimistas descubrieron esta regla en sus búsquedas de un disolvente universal que disolviera todo. Buscaban el disolvente universal con fervor quizás no menor que durante las búsquedas de la famosa piedra filosofal, buscaron mostrando una fantasía y una inventiva excepcionales. Mezclaban, por ejemplo, todos los líquidos que pueden extraerse del organismo humano. Echaban en una vasija los vinos de clases y edades diferentes. Combinaban todos los posibles líquidos "acres" y al fin y al cabo dieron con el "agua regia" que es la mezcla de los ácidos nítrico y clorhídrico (según la terminología moderna). Pero no encontraron lo buscado. Anticipando el relato digamos que no podían encontrarlo.

Así, pues, "lo similar se disuelve en lo similar". Se advirtió justamente. En efecto, los hidrocarburos, por ejemplo, se disuelven bien en otros hidrocarburos (hexano en benceno, etc.), pero se disuelven mal en agua. El peróxido de hidrógeno HO—OH en poco se diferencia del agua H—OH, precisamente por eso se mezcla con ésta en cualquier proporción. Pero el ácido acético CH_3COOH se mezcla en cualquier proporción tanto con los hidrocarburos como con el agua y se comprende por qué: el ácido acético tiene tanto la parte "parecida al agua" que es el grupo hidroxilo —OH como la parte de "hidrocarburos", el grupo CH_3.

No obstante, pese a su sencillez, pero puede ser que precisamente como resultado de ésta, la regla alquímica contiene sólo la predicción cualitativa de la solubilidad. Mientras tanto en lo que se refiere a las teorías que permitirían pronosticar cuantitativamente la solubilidad (por ejemplo, partiendo de cualesquiera propiedades de la sustancia disuelta o cualesquiera propiedades del disolvente), el asunto va mal. Se puede hablar sólo de algunas regularidades más o menos generales.

Ciertas regularidades. En primer lugar hablemos de la influencia que ejerce la temperatura. En la mayoría de los casos el aumento de la temperatura eleva la solubilidad dc los cuerpos sólidos en el líquido. La dependencia entre la solubilidad y la temperatura no es tan simple como puede parecer, pero es indudable. El paso de la sustancia cristalina a la solución se parece al proceso de fusión, esto es evidente: tanto en uno como en otro caso se observa la transformación del cuerpo sólido en líquido. Bueno, para fundir el cristal es preciso calentarlo, precisamente por esto la elevación de la temperatura contribuye al aumento de la solubilidad. (Es interesante que en el caso de los gases el aumento de la temperatura conduce a la reducción de la solubilidad y esto también se comprende: pues, el proceso de la disolución de los gases, por analogía con el caso anterior, se debe vincularlo con el proceso de la condensación del mismo en liquido, pero este proceso, como se sabe, requiere que se evacue el calor).

Se puede descubrir la relación, que se revela nítidamente, entre las propiedades químicas del soluto y del disolvente. Los disolventes ácidos disuelven mejor las sustancias de la naturaleza básica, mientras que los disolventes básicos, las sustancias de carácter ácido. De este modo, el ácido fórmico disuelve excelentemente el hidrato sódico (es evidente que en este proceso se forma la sal de sodio del ácido fórmico), pero, en cambio, disuelve muy mal el sulfato ácido de potasio $KHSO_4$, ya que esta sustancia tiene carácter ácido (dicho con propiedad, éste es un ácido a medias). En su lugar la hidrazina, un liquido con sus propiedades básicas claramente expresadas, no disuelve el hidrato sódico, se puede decir, en absoluto, pero, en cambio, disuelve excelentemente el sulfato ácido de potasio.

Por fin, se puede notar la nítida dependencia entre la solubilidad y la constante dieléctrica del disolvente. De entre cuatro hermanos-alcoholes: metílico, etílico, propílico y butílico, la mayor constante dieléctrica la tiene el primer y la menor, el último. La solubilidad de las sales en estos alcoholes disminuye precisamente en el mismo sentido. Esta circunstancia permite esclarecer por qué en el agua las diversas sustancias se disuelven, en general, mucho mejor que en otros disolventes. Recordemos qué en el agua posee una constante dieléctrica muy alta, considerablemente más alta que la mayoría aplastante de los líquidos.

“No sólo en el agua”

El encabezamiento se da aquí entre comillas puesto que repite el título de uno de mis libros de divulgación científica destinado, digamos de paso, a los especialistas-químicos. Este libro está dedicado a las extraordinarias, realmente extraordinarias, propiedades de las soluciones no acuosas. Y para explicar tanto la esencia del mismo concepto de “solución no acuosa” como lo insólito dcl apartado en que se expone la teoría de las soluciones que se define por este concepto, aduciré la ecuación de una reacción química.

Reacciones corrientes y a la vez insólitas. Para evitar disentimientos y, en particular, declaraciones ofensivas contra el autor de este libro, le pido a Ud. no mostrar esta ecuación. hasta pasado algún tiempo, a su profesor de química, ni a ningún químico, en general. He aquí esta ecuación:

$$Cu + 2HCl = CuCl_2 + H_2$$

No es necesario ser químico de alta calificación para suponer que lo que aquí está escrito, por lo menos, es un absurdo: ¿quién no sabe que el cobre es un metal más electropositivo que el hidrógeno (tales afirmaciones como: el cobre, en la serie electroquímica, ocupa un lugar después del hidrógeno; el cobre es un metal químicamente menos activo que el hidrógeno, son idénticas)? Si esto es así, entonces no puede el cobre desplazar al hidrógeno de las soluciones de los ácidos.

Y pese a esto en la ecuación aducida todo, absolutamente todo, es correcto.

Aquí de nuevo sería conveniente referimos a un experimento psicológico semejante al que se describe al comienzo del libro, y preguntar al lector, ¿cómo se imagina él la realización experimental de ésta y de otras reacciones semejantes? Sin duda, muchos empezarán a sospechar una jugarreta en el mismo planteamiento de la pregunta, pero no les queda decir nada más que, por lo visto, es necesario sobre virutas de cobre echar ácido clorhídrico que no es otra cosa que la solución de cloruro de hidrógeno en agua.

Pero, ¿quién dijo que los químicos están obligados a trabajar sólo con soluciones a base de agua, con las soluciones acuosas? Pues es posible disolver las sustancias en otros muchos disolventes, las reacciones pueden realizarse 5 también en soluciones no acuosas. Y resulta que el cambio del disolvente conduce con frecuencia al cambio radical en las propiedades de los compuestos químicos disueltos.

Todo depende del disolvente. Ya hemos comprendido bastante bien el porqué en la mayoría absoluta de los casos las reacciones químicas “prefieren” desarrollarse en soluciones. El disolvente, al unirse a las moléculas del soluto (al solvatarlas), las hace más activas. Por eso las reacciones realizadas en las soluciones, por ejemplo, la recién aducida, se presentan, teniendo en cuenta la solvatación, del modo siguiente:

$$Cu + 2(HCl)S_x = (CuCl_2)S_y + H_2.$$

Aquí *S* significa cualquier número *x* ó *y* de las moléculas del disolvente que se han unido a las moléculas de las sustancias que participan en la reacción química. He aquí el porque no hay nada de extraño en el hecho de que en los diferentes disolventes (es decir, en diversos *S*) reaccionan entre si distintos compuestos químicos. Y, por consiguiente, de modo distinto se desarrollan también las mismas reacciones.

En el agua, en que el cloruro de hidrógeno se encuentra en forma de hidrato $(HCl)(H_2O)_x$ (más exactamente. $H^+(H_2O)_y$, y Cl^- $(H_2O)_z$, puesto que el cloruro de hidrógeno se disocia por completo en el agua en iones), el cobre en la serie electroquímica ocupa un lugar después del hidrógeno y por tanto no puede desplazar a H_2 de las soluciones de los ácidos. Pero en el disolvente no acuoso, tal como lo es el acetonitrilo (su fórmula química es CH_3 CN), el cloruro de hidrógeno disuelto forma el compuesto $(HCl)(CH_3CN)_x$ y éste tiene tales propiedades que el cobre, en el caso dado, ocupa en la serie electroquímica un lugar por delante del hidrógeno. Y si es así, tiene lugar la reacción química, cuya ecuación se ha aducido en la página anterior.

Ahora bien, no hay nada de extraño en la ecuación de la reacción escrita. Ud. puede mostrarla a cualquier persona, pero no olvide de explicar que aquí se trata de una reacción realizada no en una solución acuosa, como suele pensarse, sino en un disolvente no acuoso, el acetonitrilo.

Se pueden citar muchos ejemplos que muestran cómo unas mismas sustancias en diferentes disolventes dan productos de reacción completamente distintos. Y existen aún más ejemplos de cómo ciertas sustancias que eran completamente indiferentes entre sí en unos disolventes entran en violenta acción mutua en otros. Precisamente esta circunstancia originó el empleo de los disolventes no acuosos de suma importancia para la práctica.

Cómo se extraen los metales. Quiero citar aquí sólo un ejemplo que muestra la aplicación práctica de los disolventes no acuosos, pero este ejemplo, por lo visto, es lo suficientemente expresivo.

Ud., sin duda, sabe que la mayoría de los elementos del sistema periódico son metales (aproximadamente 80). Conoce bien así mismo que el método más cómodo para obtener los metales es la electrólisis. Pero es que casi la mitad de los metales no puede extraerse por electrólisis, a partir de soluciones acuosas. La causa es muy simple y a la vez muy importante: estos metales en la serie electroquímica se encuentran delante del hidrógeno. Pero, como en las soluciones acuosas siempre están presentes, en tal o cual cantidad, los iones H^+ (H_3O^+), entonces en la electrólisis a que se someten las soluciones acuosas de las sales de estos metales se libera el hidrógeno o, en el mejor de los casos, el metal junto con el hidrógeno gaseoso.

El empleo de los disolventes no acuosos iguala en este sentido a todos los metales: tanto a los "holgazanes" químicos, como lo son el oro y la plata, como a los "militantes" como lo son el potasio, el rubidio o el cesio. Para cada metal se puede hallar un disolvente tal que pueda pasar a ser la base del electrolito que sirva para extraer el metal por medio de la electrólisis.

Precisamente el uso de los disolventes no acuosos permite a químicos y metalúrgicos acercarse de lleno a la realización de su sueño antiguo: la extracción electrolítica del aluminio a temperaturas normales. Hoy día el aluminio también se obtiene por electrólisis, pero a partir de la masa fundida de sus sales, es decir, a temperaturas muy altas, del orden de 1000°C. Esto origina gran incomodidad. Mas si los compuestos de aluminio, por ejemplo, el cloruro de aluminio $AlCl_3$ se disuelve en disolventes como el nitrobenceno, los éteres y otros, este metal que es uno de los más importantes para la técnica moderna, podría extraerse mediante la electrólisis a la temperatura normal (a unos 20°C).

A partir de soluciones no acuosas, por medio de la electrólisis, se puede extraer incluso el recién mencionado cesio que es el campeón absoluto, por su actividad química, de entre todos los elementos químicos. ¿No es éste un ejemplo brillante del valor práctico de los disolventes no acuosos?

¿Hay vida en el Universo?

Ahora nos ocuparemos del problema de si es posible o no la vida en otros mundos estelares, en otras galaxias. Y si lo es, ¿se parecerá por lo menos en algo o no a la vida en nuestra Tierra? Sin duda, el autor no ha olvidado de que este libro se dedica a las soluciones. En este apartado, igual que en todos los demás, se trata precisamente de las soluciones, puesto que el problema de cómo surgió y se desarrolló la vida, es, en gran medida, un conjunto de cuestiones diversas vinculadas a la teoría de las soluciones.

¿Puede haber vida en otros planetas, en otros sistemas estelares, en otras galaxias, o la Tierra es el único refugio de vida en el Universo?

Esta pregunta interesó a los hombres, se puede decir, desde los tiempos más remotos. Las fuentes de este interés son evidentes: para nosotros es en sumo grado importante, hasta es poco decir importante, es imprescindible conocer, si tenemos en algún lugar hermanos de intelecto o si somos únicos en todo el Universo. Pero, si no se logra averiguar sobre la existencia de seres racionales en algún sitio, entonces, en el peor de los casos, sería interesante aclarar, si existen, en general, en cualquier otro lugar, a excepción de la Tierra, criaturas vivas, incluso las más simples, si hay plantas, aunque sean unicelulares...

Materia viva. Escribí las palabras "plantas unicelulares" y quedé pensativo. ¿Acaso es obligatorio que en otros mundos la vida esté construida del mismo modo que lo es en nuestra Tierra? ¿Es la estructura celular una condición imprescindible para que se organicen los animales y las plantas? Incluso, ¿es obligatoria la subdivisión en plantas y animales (quiero recordar que entre las plantas y los animales existe una diferencia de principio que consiste en el método de obtención de la energía necesaria para realizar los procesos vitales), que es natural en las formas terrestres de vida, para las formas de vida en otros mundos (si estas formas de vida existen)?

Hace unos años la cuestión acerca de las formas posibles de vida en el Universo pertenecía a la esfera de la literatura de ciencia-ficción. Los escritores de estas obras, por supuesto, no tenían dudas: a buen seguro la vida existe por doquier. Aquí, en este asunto, entre los autores de las obras de ciencia-ficción se observó una rara unanimidad. Las divergencias se referían sólo al aspecto exterior de los habitantes de otros planetas. Los escritores de unas novelas consideraban que en otros mundos, en que existe la vida, todo ha de ser tal como en la Tierra; pero otra categoría de autores de libros de ciencia-ficción poblaba las páginas de sus obras de tales monstruos que algunos lectores impresionables tenían miedo leer estos cuentos y novelas antes de acostarse.

En los últimos decenios y, sobre todo, en los últimos años, el problema de las formas extraterrestres de vida cada vez más pasa de las hojas de las obras de la ciencia-ficción a las páginas de la literatura estrictamente científica. Y, sin duda, los científicos empezaron el estudio de este problema por la resolución del enigma: ¿qué es precisamente nuestra vida terrestre, cuáles son sus singularidades y cuáles son los rasgos característicos de la sustancia viva, en general? Es cierto que para desligarse de las formas celulares, terrestres de vida, los científicos prefieren hablar de la “materia viva”, es decir, de tales moléculas o, mejor dicho, de los conjuntos de moléculas a partir de las cuales pueden desarrollarse los seres vivos.

Por cuanto se trata de moléculas, es evidente que no será posible prescindir de la química. Y, al abordar de este lado el problema de la vida, los científicos en primer lugar prestaron atención al hecho de que todos los procesos químicos en que se basa la actividad vital, tanto de las plantas, como de los animales, son ante todo procesos que se desarrollan en soluciones, y además, en soluciones acuosas. Es verdad que cada organismo (para ser más preciso agrego que aquí se tiene en cuenta el organismo terrestre) con un buen grado de aproximación puede considerarse como una solución acuosa. Precisamente esta circunstancia da origen a un enorme flujo de declaraciones ingeniosas y burlas del más variado calibre, cuyo blanco es el indiscutible hecho de que tres cuartas partes del cuerpo humano las constituye el agua.

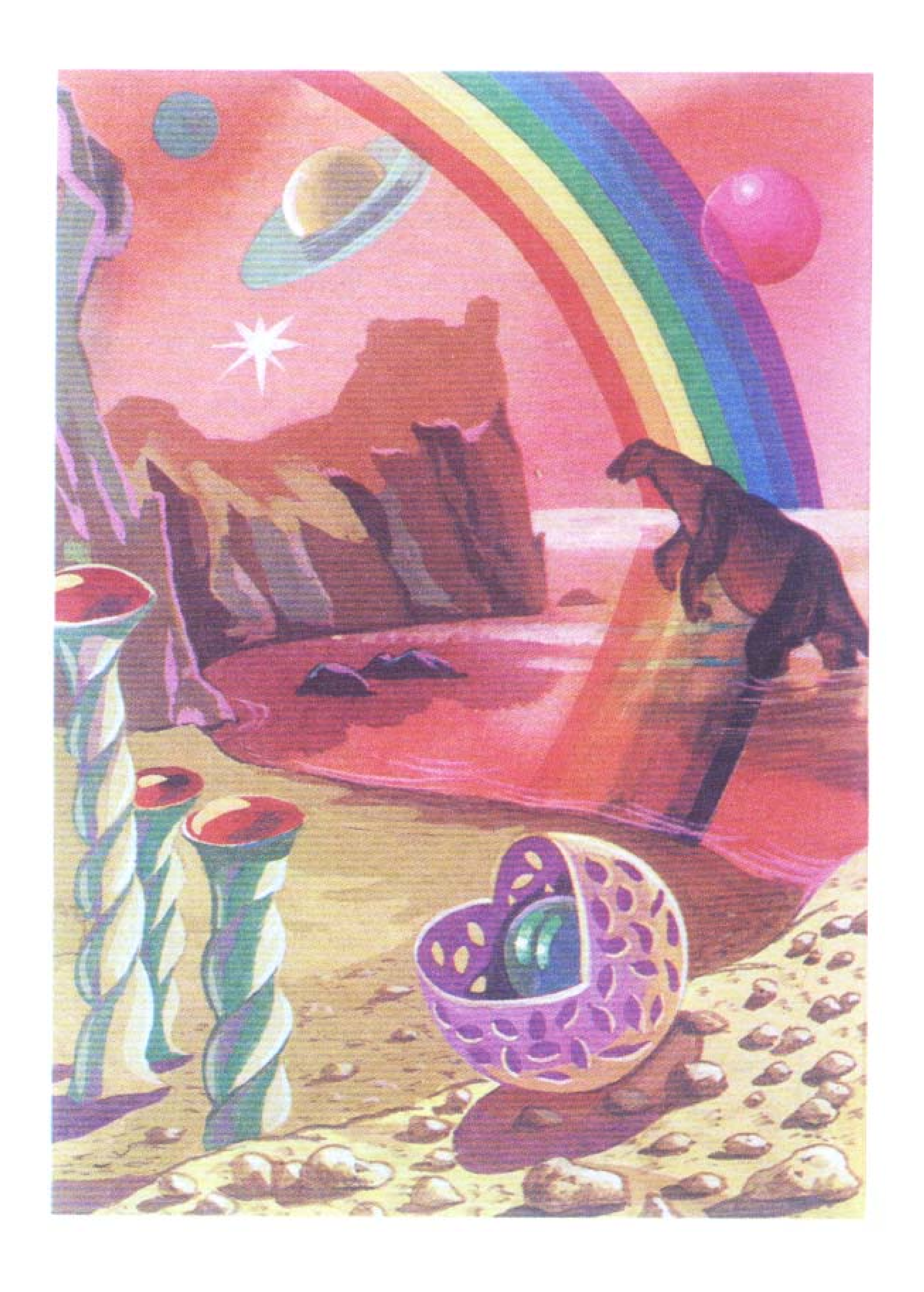
Luego, determinando los indicios más generales de la sustancia viva, los científicos prestaron su atención al hecho de que como condición obligatoria, imprescindible para la existencia de esta sustancia, se presenta la evacuación espontánea de la energía excesiva que se acumula en el organismo. En efecto, para realizar diferentes procesos químicos (nos limitaremos sólo a éstos) que se desarrollan en todos los organismos. se necesita una energía, la cual las plantas la obtienen con ayuda de los procesos de la fotosíntesis y los animales, con la comida. No obstante, la acumulación de energía en el organismo debe conducir al aumento de la velocidad con que se mueven las moléculas de la sustancia viva. Si no se evacuara la energía, llegaría el momento en que éstas empezarían a moverse con tanta velocidad que se alteraría la estructura rigurosa del organismo, se descompondría la complicada ordenación de las moléculas. Pero la materia viva, en primer lugar, es una ordenación rigurosa.

Si estos razonamientos semilíricos se traducen al lenguaje científico, sería necesario decir que los procesos químicos que se desarrollan en el organismo, conducen al aumento de excesiva entropía (véase el libro ya mencionado de I. R. Krichevski e I. V. Petriánov “Termodinámica para muchos”). Pero el acrecentamiento de entropía significa el aumento del grado de desorden. Por eso una condición indispensable para la existencia de la materia viva, es su capacidad de evacuar espontáneamente la entropía excesiva. La condición aducida no sólo no contradice la definición genial del concepto de “vida” dado por F. Engels, sino que concuerda por completo con aquélla. hace más de cien años F. Engels observó con perspicacia que el “metabolismo” es una condición obligatoria para que exista la sustancia viva. Hoy día conocemos que gracias al metabolismo se suministra energía al organismo y se evacua la entropía excesiva.

Cómo surgió la materia viva. Los protagonistas de uno de los relatos del escritor soviético de novelas de ciencia-ficción I. Efrémov. viajando por los espacios inmensos del cosmos, encontraron una nave cósmica cuyos habitantes tuvieron por base un planeta en el que todos los procesos vitales se desarrollaban no en el agua, sino en fluoruro de hidrógeno líquido. Por esto los cuerpos de estos pioneros extraños del cosmos en gran medida se componían de HF. A propósito, ¿por qué "extraños"? Para nosotros, habitantes de la Tierra, sí. los hombres "fluorosos" deberán parecer extraños. Pero acaso ellos ¿ se asombren menos, al vernos a nosotros, los extraños seres "acuosos"?

El protagonista de "Los diarios astrales" ya mencionados, del escritor polaco de novelas de ciencia-ficción S. Lem, el intrépido capitán lyon Tiji cayó en un planeta en que la vida se basaba en el amoníaco líquido. Allí, en este planeta, a los habitantes culpables de algo les castigaban, vertiendo en éstos... agua.

Si examinamos la literatura científica dedicada a los problemas de las formas extraterrestres de vida, podríamos cercioramos de que los científicos, igual que los escritores de novelas de ciencia-ficción, discuten animadamente el problema de si el agua es la condición obligatoria para el surgimiento y desarrollo de la materia viva, o son posibles formas de vida basadas en disolventes no acuosos, por ejemplo, el fluoruro de hidrógeno o el amoníaco liquido. No es casual el interés hacia estos disolventes, a primera vista, extravagantes: los astrónomos tienen motivos muy fundados rara suponer que existen planetas cuya superficie está cubierta de ríos, mares y océanos no de agua, sino precisamente de estas sustancias, de fluoruro de hidrógeno o de amoníaco.



El proceso de razonamiento de los científicos, es, aproximadamente, el siguiente.

En la base de la materia viva, cualquiera que sea ésta, terrestre o extraterrestre, deben hallarse moléculas complicadas. Sólo estas moléculas tienen la capacidad de guardar la “memoria” sobre las acciones exteriores, que se llama información, y sólo las moléculas complicadas pueden tener la capacidad de evacuar espontáneamente la entropía excesiva.

Cada químico conoce que las moléculas complicadas podían formarse sólo a partir de las moléculas simples como resultado de una serie, más o menos larga, de reacciones sucesivas. Estas reacciones tuvieron que desarrollarse espontáneamente. Sin duda, espontáneamente. Si se admite lo contrario, con esto se enunciaría el postulado de la existencia de dios (no tiene importancia qué sinónimos le damos). Es verdad que hay teorías según las cuales la vida en cada planeta, en que ésta existe, no había de formarse obligatoriamente, por decirlo así, por su propia cuenta. Es posible, consideran estas teorías (a propósito, el autor de la primera de semejantes teorías fue S. Arrhenius, creador de la teoría de la disociación electrolítica), que la vida en forma de esporos fue transportada por meteoritos o como polvo interestelar al planeta y ya en él empezó a desarrollarse. Pero incluso en el caso de que estas teorías resultaran justas, esto no nos liberaría de la necesidad de resolver la cuestión acerca de las condiciones de la síntesis espontánea de la sustancia viva. Pues, en cualquier lugar, por lo menos una sola vez, esta sustancia había de surgir.

Condiciones físicas. Simulemos las condiciones físicas bajo las cuales debían desarrollarse los procesos de la síntesis de la materia viva. Son posibles tres variantes principales: la reacción tiene lugar en la fase gaseosa, en la fase líquida o en la fase sólida, es decir, entre cristales.

Las reacciones en la fase gaseosa pueden eliminarse inmediatamente. La causa reside en el hecho de que un compuesto químico más o menos complicado no puede existir en forma de gas o de vapor. Para transformar un compuesto en gas o vapor es preciso transmitirle cierta cantidad excesiva de energía (véase en la pág. 25 el calor latente de vaporización). Cuanto más complicado es el compuesto, cuanto más alta es su masa molecular, tanto mayor ha de ser su calor de vaporización. Por fin, llega el limite en que esta energía supera la energía de enlace químico entre las partículas que forman la molécula, y la sustancia que tratan de transformar en vapor, simplemente se descompone. Bajando la presión exterior se puede posponer esta contrariedad, pero sólo en un grado insignificante. Mas no superarla. He aquí el porqué es simple transformar en vapor la acetona $(CH_3)_2CO$ que es relativamente "ligera" considerablemente más difícil es hacerlo en el caso de la glucosa $C_6H_{12}O_6$. Pero todavía nadie ha logrado transformar en vapor la proteína, incluso más simple, y, sin miedo de ser acusado de retrógrado, se puede afirmar que nadie lo logrará.

Tras las reacciones en la fase gaseosa resulta necesario eliminar también de entre los candidatos examinados las reacciones en la fase sólida. La explicación de todo esto es muy simple: las reacciones entre las sustancias cristalinas son extremadamente lentas. En realidad dos cristales de dos sustancias diferentes tienen que entrar en contacto mediante sus superficies. Luego sobre estas superficies se desarrolla una reacción, la cual, independientemente de cuán grande sea la velocidad, termina inmediatamente, puesto que todas las moléculas que tuvieron la posibilidad de reaccionar ya entraron en reacción, puesto que en la superficie hay una capa monomolecular que tiene un espesor igual al tamaño de una molécula.

Para que la reacción se desarrolle en adelante, es necesario que el producto de la reacción deje su lugar a las moléculas "nuevas". Esto puede ocurrir sólo como consecuencia de la difusión. Pero este proceso es muy lento. Correspondientemente muy lentas son las reacciones químicas entre las sustancias cristalinas. Son hasta tal grado lentos que dos cristales, uno de los cuales es el óxido sódico (Na_2O) y el otro, el trióxido de azufre (SO_3), cada uno de los cuales pesa cerca de 1 g. reaccionarían entre sí (el producto de esta reacción es Na_2SO_4) durante... 1,2 mil millones de anos.

Bueno, si las reacciones que habían conducido a la síntesis de la materia viva, transcurrieran en la fase sólida, entonces el tiempo que existe el Universo no bastaría para concluir incluso las etapas iniciales del proceso en que se sintetizó la materia viva. Por esto nos quedan sólo las reacciones en la fase líquida, es decir, los procesos químicos en las soluciones. Esta condición "se calcula" con certeza absoluta.

Condiciones químicas. Para que pueda desarrollarse la reacción en una solución se necesita un disolvente o la mezcla de éstos adecuados. "Adecuados"... Tratemos de atribuir a esta definición poco expresiva un contenido concreto.

Las moléculas que se hallan en la base de la materia viva (repetimos esto una vez más) representan unas formaciones complicadas, muy complicadas. Si se trata de su origen, es completamente evidente que estas moléculas podrían haber surgido sólo a consecuencia de una cadena muy larga de las más diversas reacciones químicas. Prestemos atención a esta palabra: diversas.

Y ahora tratemos de creer, por cierto tiempo, al valiente capitán Iyon Tiji y consentir con el hecho de que éste, en realidad, logró encontrar el planeta en el que la vida había surgido y se desarrollaba no a base del agua, sino a base del amoníaco liquido. Tratemos de imaginar qué aspecto ha de tener el manual de química para los alumnos de la escuela. Desde nuestro punto de vista éste será un manual extraño. Este manual estaría dedicado casi por completo a la descripción de los ácidos. En lo que se refiere a las bases, en este manual estarían escritas literalmente unas cuantas líneas con los caracteres de gallarda.

Esta incomprensible, incluso asombrosa desde el punto de vista nuestro, como habitantes de la Tierra, distribución del material está completamente justificada. El hecho reside en que en el amoníaco, que es un disolvente básico fuerte, casi todas las sustancias disueltas se conducirán como ácidos. Para que algún compuesto pueda ser base en el amoniaco, su basicidad ha de superar la del amoníaco. Compuestos como éstos hay muy pero muy pocos.

Por lo tanto no pueden transcurrir diferentes reacciones químicas en el amoníaco liquido, que es el disolvente respecto al cual casi todos los compuestos son ácidos. Y si es así, no podrían formarse espontáneamente en este disolvente moléculas muy complicadas que formen la base de la materia viva.

Pero entonces, puede ser que tengan razón aquellos escritores de novelas de ciencia-ficción que suponen la posibilidad de que la vida haya surgido a base del fluoruro de hidrógeno líquido que, recordemos, representa un ácido muy fuerte. Pero aquí todo está bastante claro.

En el fluoruro de hidrógeno líquido la mayoría aplastante de las sustancias disueltas serán bases; por lo tanto el número de ácidos en este disolvente será extremadamente pequeño. De este modo también este disolvente ha de eliminarse de entre los posibles pretendientes para el título de “vital”. Y junto con el amoniaco y el fluoruro de hidrógeno de entre los candidatos también deben excluirse los demás fuertes disolventes básicos y ácidos.

Ahora podemos formular una de las condiciones químicas a la cual debe satisfacer el “disolvente vital”. Resulta que un disolvente de esta índole ha de ser “democrático”: el número de ácidos en éste debe, aproximadamente, corresponder al número de bases. Pero, como la definición “democrático” no figura en el diccionario de términos químicos, apliquemos un término más científico, anfótero. Es cierto que el disolvente “vital” tiene que ser anfótero, es decir, de igual manera revelar las propiedades tanto del ácido como de la base.

El requisito de ser anfótero reduce considerablemente el número de posibles “pretendientes” para el título de disolvente “vital”. La causa reside en el hecho de que además del agua, que es el disolvente más conocido de entre los disolventes anfóteros, a este tipo pertenecen también los alcoholes y la acetona.

Sería posible, sin duda, imaginarse un planeta cubierto por mares y océanos de disolvente anfótero tal como lo es el alcohol etílico (etanol), pero esto significaría irrumpir en el terreno de los procedimientos literarios que pertenecen a la esfera del humor poco serio, pero de ningún modo a la ciencia.

El otro requisito que se plantea ante el disolvente “vital”, consiste en su capacidad de disolver, disolver muchas cosas, disolverlas bien. Este debe disolver tanto los compuestos orgánicos, como los inorgánicos, puesto que en la larga cadena de reacciones químicas que habían conducido a la síntesis espontánea de la materia viva, tomó parte una multitud enorme de sustancias.

Ya hemos mencionado el disolvente “universal” que sin éxito buscaron los alquimistas. Pero este disolvente estaba, por decirlo así, muy cerca, lo tenían a mano. Es el agua, precisamente el agua que si no disuelve todo, en todo caso disuelve muchas cosas.

El gran poder disolvente del agua se predetermina, en primer lugar, por su alta permeabilidad dieléctrica, de esta propiedad hemos hablado más arriba (págs. 29 y 30). Además, el agua disuelve bien, porque sus moléculas forman puentes de hidrógeno con las moléculas de las sustancias disueltas.

Del número de candidatos al titulo del disolvente “vital” nos queda solamente uno. Es, sin duda, el agua. Si, el agua y sólo ésta.

En favor del agua se puede añadir muchos otros argumentos “no químicos”. Entre éstos no el último por su importancia es la conclusión de los astrofísicos acerca de que el hidrógeno es uno de los elementos más propagados en el Universo, mientras que el oxígeno, uno de los más estables. Por esto la formación del agua en la superficie de un planeta que se enfría es muy probable. Precisamente del agua, pero de ningún modo del alcohol etílico, cuya formación desde el punto de vista termodinámico es considerablemente menos ventajosa que la síntesis espontánea del agua.

Este libro, quizás, pueda parecer incompleto, si en conclusión no se toque, aunque sea en forma de boceto, el tema que sigue.

.Soluciones en un futuro próximo. Sería posible escribir un libro entero acerca de cómo se desarrollará en el futuro la ciencia sobre las soluciones, acerca de la aplicación que encontrarán las soluciones en la ciencia, la técnica y la industria; el libro, por lo visto, no sería menor que éste, que Ud. está leyendo. Por esto, vamos a fantasear, no. esta palabra no es correcta, imaginémonos algunos cuadros muy probables de un futuro próximo. Imaginémonos qué aplicación encontrará el más importante de todos los disolventes líquidos que existen en nuestro planeta, el agua del mar.

Cuadro primero... Termina su crucero un vapor dc línea transoceánico. La nave fondea en la rada dcl puerto natal e inmediatamente a ésta se le dirige una barca pequeña y veloz a motor, cuya tripulación destornilla de los bordos del buque unas cajitas de dimensiones limitadas sumergidas en el agua. Estas cajitas se transportan al puerto y luego se dirigen a "una fábrica de oro industrial" situada cerca del puerto.

¿De oro industrial? Pero los placeres más cercanos se encuentran a varios miles de kilómetros dc aquí. ¿Será posible que de tanta lejanía se transporte la roca para transformarla aquí? Pero, entonces, ¿qué tienen que ver con esto las cajitas retiradas de los bordos del buque?

En la fábrica se extrae el contenido de las cajitas que es una masa gris, parecida al algodón, de aspecto bastante feo, y se quema inmediatamente en el horno de mufla. A consecuencia de esta operación se quema casi toda la masa lo que muestra su origen orgánico. En el horno quedan sólo algunos régulos opacos los cuales con mucho cuidado, se puede decir con respeto, son recogidos por los operarios de la fábrica. Este respeto en el caso dado está bastante justificado, ya que los régulos son de oro, aún más, de oro muy puro.

Aquí se trata de un método interesante, ¡por supuesto, interesante! utilizado para la extracción de oro a partir riel agua del mar. Ya hace mucho se sabe que el oro, igual que casi todos los demás elementos del sistema periódico de D. I. Mendeléiev, se encuentra en el agua del mar. Pero se sabe también otra cosa: la concentración del oro en el agua de los mares y océanos es extremadamente baja, es algo así como una cienmilésima de gramo por tonelada de agua. Si se aplica el método químico corriente es posible extraer oro del agua dcl mar, pero para obtener sólo un gramo de metal es preciso tratar... cien mil toneladas de esta agua. No quiero ahora concretar qué significa aquí "tratar". pero créame Ud. que en el caso dado es una cosa muy trabajosa.

Ya hace bastante tiempo que los químicos conocen unas sustancias específicas llamadas resinas de intercambio iónico. Son compuestos capaces de desprender uno de sus cationes en la solución acuosa, por ejemplo, el catión de hidrógeno y en sustitución de éste atraer de la solución cationes de metales. Las resinas de intercambio iónico, que se conocen hoy día, atraen desde la solución cualquier catión que se encuentra en ésta. Por esto, si se coloca esta resma en agua de mar, ella extraerá de esta solución los cationes de metales que se encuentran en ésta, y además el grado de captura será proporcional a la concentración del metal. Así, resulta que la resma extrae del agua de mar sólo el sodio y también, aunque ya en menor cantidad, el magnesio. Pero el oro, igual que antes, queda en la solución.

Actualmente en muchos laboratorios del mundo tratan de diseñar unos cambiadores de iones que tengan el efecto selectivo, es decir, que extraigan de la solución sólo un cierto catión, digamos. cl oro. La creación de una resma de este tipo aún es obra del futuro. No obstante, de un futuro no lejano, puesto que aquí no hay nada que contradiga las leyes de la naturaleza. y siendo así. tendrán las ciudades portuarias.., fábricas de producción de oro, obligatoriamente las tendrán.

Cuadro segundo... Los corresponsales se enteraron de todo sólo en la última conferencia de prensa que dio antes de salir de viaje la tripulación del yate que zarpaba en navegación alrededor del mundo.

—¿Cómo, ni un gramo de combustible?

—Ni un gramo —afirma el capitán.

—¿Para qué necesitan entonces estos motores? —pregunta semiperplejo uno de los corresponsales.

—Nos impulsará el hidrógeno.

—¿ El que, evidentemente, Uds. obtendrán del agua? —pregunta con una burla no disimulada un corresponsal.

—Precisamente del agua —confirma tranquilamente el capitán.

A propósito, llegó la hora de explicar de qué se trata. Obtener hidrógeno del agua no es cosa complicada. Pero para esto es preciso tener una fuente de corriente eléctrica o cualesquiera sustancias, tales como, por ejemplo, sodio, que liberen el hidrógeno del agua a consecuencia de una reacción química. Pero para abastecer de hidrógeno el motor de un barco, e incluso durante la circunnavegación, no bastarán uno o dos pares de acumuladores o un kilogramo de sodio. Aquí se necesita una central eléctrica grande o muchas toneladas de sodio. No obstante, el capitán dice la pura verdad.

Su yate es impulsado por el hidrógeno que se obtiene a partir del agua de mar mediante el método tradicional de la electrólisis. Pero como la fuente de energía necesaria para realizar este proceso electroquímico se utilizará la luz solar. En el caso dado se trata de unos dispositivos que tienen la capacidad de transformar la energía solar directamente en la de la corriente eléctrica.

Hoy día ya se han creado las bases teóricas y en gran medida experimentales de semejantes dispositivos. De tal modo un día serán creadas las instalaciones mismas. Entonces la solución, tal como lo es el agua de mar, se transformará en fuente potente del combustible obtenido a consecuencia de una conversión tan interesante de la energía solar.

Tras estas dos historias podrían seguir la tercera, la séptima, la ciendecimoséptima..., puesto que la esfera en que tienen aplicación las soluciones, es ilimitada.

Casi cada investigador que trabaja en alguna rama de la ciencia está en plena medida y sinceramente convencido de que el problema del cual se ocupa, es, sin duda, el más importante, el más interesante. Con frecuencia se burlan de este rasgo de los científicos. Y esto es injusto. Sin semejante persuasión, sin pasión por su obra es difícil trabajar en la ciencia. Probablemente es incluso imposible.

Las soluciones, cuya importancia para la ciencia y la vida es tan enormemente grande, merecen una atención mayor. Precisamente por eso la ciencia acerca de las soluciones siempre fue, es y, sin duda, será, uno de los apartados más fascinantes de las ciencias naturales, puesto que este problema es el más importante, el más interesante...